



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1048

DATA: 23/07/2014

A P P U N T I

STUDENTE: Chen Suan

MATERIA: Chimica + Eserc.

Prof. Mazza

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.**

N° di OSSIDAZIONE

(È LA CARICA REALE O FORMALE, CHE RISPONDE ALL'ATOMO QUANDO CEDE GLI ELETTRONI ALL'ATOMO PIÙ ELETTRONEGATIVO) CIOÈ QUANDO L'ELEMENTO CEDE GLI ELETTRONI ASSUME LA CARICA DEFINITA DAL NUMERO DI OSSIDAZIONE.



NOTA CHE SE PARLO DI "ELETTRONEGATIVITÀ" POSSONO PARERE CHE IL NUMERO DI OSSIDAZIONE DIPENDE DALLA "ELETTRONEGATIVITÀ" (POSSIBILE AVERE UNA CONFERENZA CON GLI ESAMI A SEGUITO)

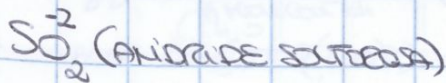
NOTA BENE:

NEL CASO DI COMPOSTI ORGANICI IL CARBONIO HA VALENZA ≤ 4, QUINDI NON USARE QUESTO CRITERIO (SOPRATTUTTO PER CO_2 E CH_4)

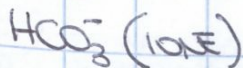
ATTRIBUZIONE DEL N° di OSSIDAZIONE

- 1) ELEMENTI PURI \Rightarrow LEGATE COORDINATE \Rightarrow ELETTRONEGATIVITÀ \Rightarrow N.O. = 0 UGUALE PER I DUE ELEMENTI
- 2) IONE \Rightarrow N.O. = CARICA DELL'ELEMENTO ES. Ca^{2+} (IL N.O. = CARICA = +2) Al^{3+} (IL N.O. = CARICA = +3)
- 3) IDROGENO \Rightarrow N.O. = +1 (PER IDRURI = -1. GLI IDRURI IN GASERA SI LEGONO DIRETTAMENTE CON METALLI ALCAUNI E ALCUNI TERZIARI \Rightarrow ELEMENTI + ELETTROPOSITIVI) (PER SCEGLIERE GLI IDRURI, H È SEMPRE DOPO IL METALLO) ES. NaH .
- 4) OSSIGENO \Rightarrow N.O. = -2 (TRANNE PER I PEROSSIDI IN CUI N.O. = -1. ELEMENTI CON IL GRUPPO -O-O- SCritti IN FORMULA BRONN, POSSONO ESSERE SCRITTI CON ALTRI COTRIBUENTI).
- 5) FLUORO \Rightarrow N.O. = -1
- 6) CLORO, BROMO, IODIO \Rightarrow ANCHE ESSE HANNO N.O. = -1 (TRANNE QUANDO SONO LEGATI CON ELEMENTI + ELETTRONEGATIVI. IN TAL CASO ASSUMONO UNA VALENZA POSITIVA. ES. CON OSSIGENO) N.O. = +1, +3, +5, +7 (IL NUMERO DI OSSIDAZIONE + ALTO, IN GASERA CORRISPONDE AL VALORE DEL NUMERO ROMANO DELLA 2^a V. GRUPPO)
- 7) IN GENERALE PARTENDO DAL VALORE MASSIMO IL NUMERO DI OSSIDAZIONE AUMENTA di 2 UNITÀ ANALISI QUINDI SE HO N.O. max = +7 GLI ALTRI NUMERI di OSSIDAZIONE SONO +5, +3, +1 (NON CAIUSO PER I METALLI di TRANSIZIONE)
- 8) SPECIE NEUTRA \Rightarrow N.O. COMPRESO = 0
- 9) IONE POLIATOMICO \Rightarrow N.O. = CARICA TOTALE DELL'IONE

ES.



$\text{N.O.}_{\text{O}_2} = +2 \times 2 = -4 \Rightarrow$ QUINDI $\text{N.O.}_\text{S} = +4$ PERCHÉ MOLECOLA NEUTRA!



$\text{N.O.}_\text{H} = +1$; $\text{N.O.}_{\text{O}_3} = -2 \times 3 = -6$ MENO 1 $e^- = -1$ (CHE RAPPRESENTA LA CARICA DELL'IONE)
 $\text{N.O.}_\text{C} = +4$

NOMENCLATURA

COMPOSTI BINARI (SOLLO PRIMO ELEMENTO - ELETTRONEGATIVO E DOI QUELLO + ELETTROPOSITIVO)

L'ELEMENTO È SEGUITO DA UN PREFIXO (CHE PREFIXO MI DICE QUANTI ELEMENTI di QUEL'ATOMO DELO METTERE AFFINCHÉ LA MOLECOLA SIA NEUTRA).

IN QUESTO CASO \Rightarrow IL NUMERO di OSSIDAZIONE di UN ELEMENTO RAPPRESENTA IL VALORE DEL PREFIXO, DELL'ALTRO ELEMENTO.

Zolfo (+4,+6)	ANIDRIDE SOLFOROSA SO_2	ANIDRIDE SOLFORICA SO_3
Azoto (+3,+5)	ANIDRIDE NITROSA N_2O_3	ANIDRIDE NITRICA N_2O_5
Fosforo (+3,+5)	ANIDRIDE FOSFOROSA P_2O_3	ANIDRIDE FOSFORICA P_2O_5
Carbonio (+2,+4)	OSSIDO DI CARBONIO CO	ANIDRIDE CARBONICA CO_2
Silicio (+4)	ANIDRIDE SILICICA SiO_2 (silice)	
Germanio (+4)	ANIDRIDE GERMANICA GeO_2	
Boro (+3)	ANIDRIDE BORICA B_2O_3	

CRONO (+6) ANIDRIDE CRONICA CrO_3 → **NOTE: PER DUNE USANZE SI CONFERA CHE UN MOLECOLE (+2,+3)**
MANGANESE (+7) ANIDRIDE PERMANGANICA Mn_2O_7

IDROSSIDI ⇒ $H + NME$ **NOTE:** "ACIDO" + NME + "IDRICO"

n.o = 1 **ACIDO FLUORIDRICO** (HF); **ACIDO CLORIDRICO** (HCl); **ACIDO BROMIDRICO** (HBr)
ACIDO IODIDRICO (HI)

n.o = -2 **ACIDO SOLFORICO** (H_2S) **ACIDO SELENIDRICO** (H_2Se),

ACIDO CIBANICO (HCN) $H-C \equiv N$

ACIDO AZOTICO (HN₃) $H-N \equiv N \equiv N$

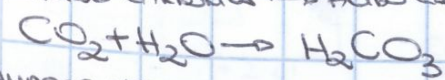
→ **AMMONIACA** (NH_3) **FOSFINA** (PH_3) **ARSINO** (AsH_3) **TUTTI ETRE HANNO UN H₂ FINALE.**
 COMPUESTI IDROGENATI

COMPUESTI TERZIARI

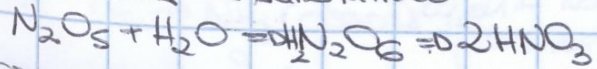
{ **IDROSSIDI** → IN ACQUA LIBERA IONI OH^- ⇒ $Y(OH)_n$
OSSIDI (ACIDI) → IN ACQUA LIBERA IONI H^+ ⇒ $H_nX_mO_e$

ACIDI (ANIDRIDE + $nH_2O = ACIDO$) ⇒ **QUESTO COMPLETO TENDE A LIBERARE H^+ PERCHÉ L'ELEMENTO PIÙ ELETTRONEGATIVO DELLA MOLECOLE ATTRA A SE GLI ELETTRONI DI LEGAME (COLINA L'H DIVENTA FORTEMENTE ELETTRONEGATIVO E SI TACCA)**
NOTE: "ACIDO" + NME (CRERA DI QUELLO DELL'ANIDRIDE)

ES. ANIDRIDE CARBONICA → ACIDO CARBONICO



ANIDRIDE NITRICA → ACIDO NITRICO

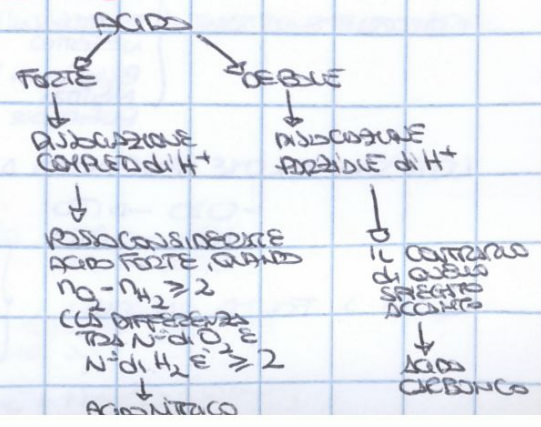


ASSOCIAZIONE DI UN ACIDO

ACIDO MONOPROTICO ⇒ $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$
 (UN SOLO ATOMO DI H)

ACIDO POLIPROTICO ⇒ $H_2CO_3 \rightarrow HCO_3^- \rightarrow CO_3^{2-}$
 (CONTE ASSOCIAZIONI QUANTO SOLO GLI ATOMI DI H)

NOTA BENE!

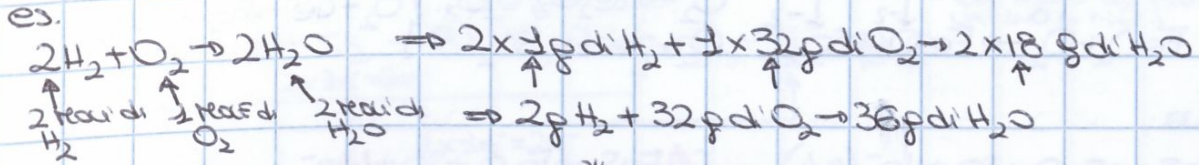


ASSOCIATIVE SALE → SALE → CATIONI + ANIONI (ES. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$)

STECCHIOMETRIA E BILANCIAMENTO DI REAZIONI

① LEGGE CONSERVAZIONE MASSA: S. MASSE REAGENTI = S. MASSE DEI PRODOTTI.
 (ESO È ANCORA VALIDA PERCHÉ LA LAVORAZIONE DI MASSA CHE RISPONDE A H₁ È TRODUCIBILE RISPETTO ALE ALTRE GRANDEZZE)

② MOLE: $\frac{1}{Na}$ MOLE = $6,022 \cdot 10^{23}$ UNITÀ FONDAMENTALI
 (LA MOLE RAPPRESENTA L'UNITÀ FONDAMENTALE DI MISURA DELLA QUANTITÀ DI MATERIA)



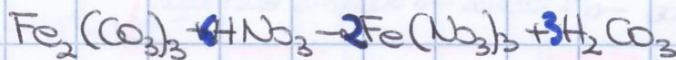
$\frac{1}{\text{uma}} = \frac{1}{Na}$ (GRAMI) = $1,66 \cdot 10^{-24}$ grammi.
 (UNITÀ DI MASSA ATOMICA)

(QUESTO RISPONDE AL FATTO CHE: SE LA MASSA MOLE (MASSA DI OGNI SINGOLA MOLE CHE IN O) È ESPRESSA IN GRAMI, ALLORA IL SUO VALORE NUMERICO È QUILLO DELLA TENDI MOLECOLARE)

$\frac{1}{\text{uma}} = \frac{1}{\text{MASSA DI MOLE (IN GRAMI)}} \Rightarrow$ DA QUESTO RISULTATO OTTIENGO CHE:
 $\text{MOLE} = \frac{g(\text{MASSA})}{M.M. (\text{MASSA MOLE})}$

BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI NON REDOX

(BILANCIO = BILANCIO DI MASSA ⇒ DEBO VERIFICARE CONSERVAZIONE MASSA, QUINDI METTIAMO S₁ = S₂ = ATTI A DX.)
 SI PARTE BILANCIANDO TUTTO CIÒ CHE NON È IDROGENO O OSSIGENO. SI TERMINA CON L'OTRO.



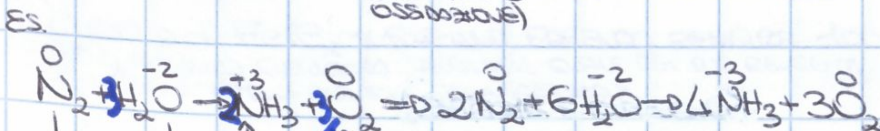
BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI REDOX

OSSIDAZIONE → UN ELEMENTO SI OSSIDA QUANDO SI RIDUCE (OIE' QUANDO PERDE ELETTRONI E QUINDI AUMENTA IL SUO NUMERO DI OSSIDAZIONE)

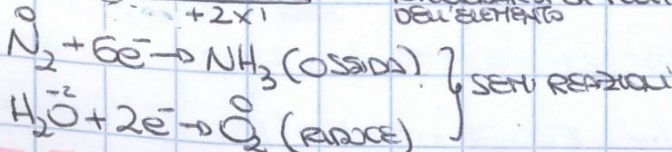
RIDUZIONE → UN ELEMENTO SI RIDUCE QUANDO SI OSSIDA (OIE' QUANDO ACQUISTA ELETTRONI E QUINDI DIMINUISCE IL SUO NUMERO DI OSSIDAZIONE)

2 TIPI DI BILANCIAMENTO REDOX: } MOLECOLARE
 } IONICI NETTI

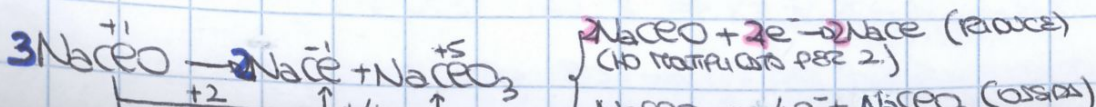
① METODO MOLECOLARE (DEBO PRIMA DI TUTTO VERIFICARE CHE SIA EFFETTIVAMENTE UNA REDOX, OIE' CHE BILANCIO LA REAZIONE DUE ELEMENTI BILANCIO L'ALTRAZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE)



RICORDARSI DI MOLTIPLICARE IL NUMERO DI ELETTRONI PER IL PESCE DELL'ELEMENTO

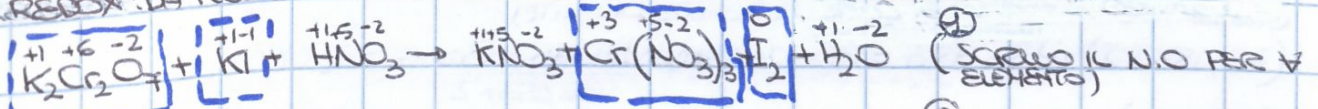


REAZIONI REDOX DI DISMUTAZIONE O DISPROPORZIONAMENTO

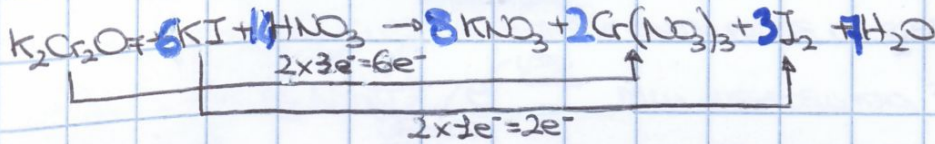


RELAZIONI PONDERATE

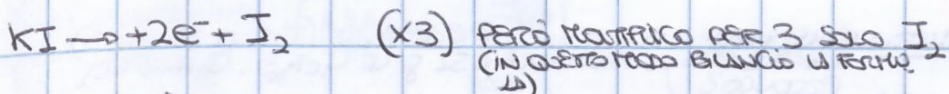
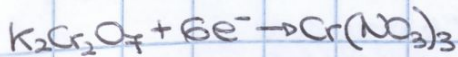
REDDX: DA MOLECOLE → A REDX



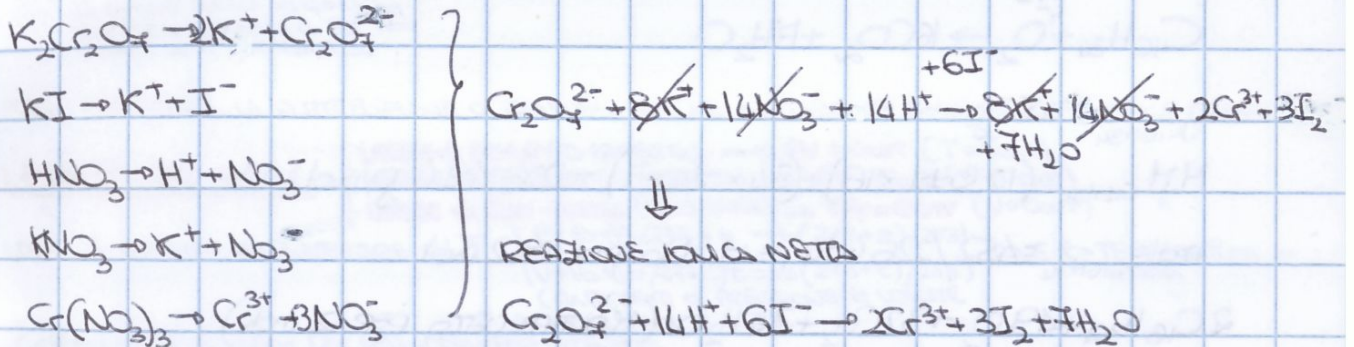
③ BILANCIO LA REAZIONE:



② SCEGLI TUTTE LE MOLECOLE CHE HANNO GLI ELEMENTI CHE URGONO IL N.O.



④ SCELTO, DUE È POSSIBILE LA ASSOCIAZIONE DELLE MOLECOLE



ES. di CALCOLO PONDERALE

1) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. QUANTA H_2O LIBERO, BRUCIANDO 1kg di CH_4 ?

M.M. $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$; M.M. $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$

$$16 : (2 \times 18) = 1000 : x \Rightarrow x = \frac{36 \cdot 1000}{16} = 2250 \text{ g}$$

2) $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

QUANTI g di FeCl_2 SI FORMANO FACENDO REAGIRE 100g di SOLFURO FERROSO CON 80g di ACIDO CLORIDRICO. INDICARE QUALE DEI DUE REAGENTI NON SI CONSUMA COMPLETAMENTE E QUANTO NE RIMANE ALLA FINE DELLA REAZIONE.

$g_{\text{FeCl}_2} = 100 \text{ g}$; $g_{\text{HCl}} = 80 \text{ g}$

M.M. $\text{FeCl}_2 = (35,453 \times 2) + 55,847 = 126,753 \text{ g/mol}$

M.M. $\text{HCl} = (35,453) + 1,00 = 36,453 \text{ g/mol}$

M.M. $\text{FeS} = 55,847 + 32,06 = 87,907 \text{ g/mol}$

QUESTO CH È L'ARGENTE LIMITANTE

a) $87,907 : (2 \times 36,453) = 100 : x \Rightarrow x = \frac{72,906 \cdot 100}{87,907} = 82,935 \text{ g}$

b) $87,907 : (72,906) = y : 80 \Rightarrow y = \frac{87,907 \cdot 80}{72,906} = 96,46 \text{ g}$

ATTENZIONE!
QUESTO DICE CHE PER 100g di FeS SI FORMANO 82,935g di FeCl_2 E 96,46g di H_2S

GAS IDEALI

(ESPRIMO LE GRANDEZZE IN TERMI DI QUANTITÀ MESE)
 LA TEORIA CINETICA DEI GAS MI PERMETTE PER DESCRIVERE LE PROPRIETÀ MACROSCOPICHE
 LA PARTICELLA RICEVE NOTIZIE URTI. V. UTO DELLA VITTA/RETORIA DELLA PARTICELLA.

PRESSIONE ESERCITATA
 SI PESSA IL GAS
 TEMPERATURA DELLA
 MASSA IL GAS.

$T \leftrightarrow \frac{1}{2} m \overline{v^2}$ (CON QUESTA INDICAZIONE SI Vede CHE LA TEMPERATURA È STRETTAMENTE COLLEGATA ALL'ENERGIA CINETICA DELLE PARTICELLE)

L'AUMENTO DELLA TEMPERATURA → MI AUMENTA L'ENERGIA CINETICA TOTALE DELLE PARTICELLE
 (ALTRIE T PARTE DA 0°K PER QUESTO CAUSE ALTA ENERGIA CINETICA NUOVA)

SE $T = 0K \rightarrow E_k = 0$.

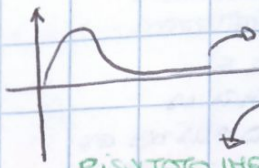
$P \leftrightarrow$ LEGATO DIRETTAMENTE AD URTI TRA PARTICELLE CONTRO PARETE DEL RECIPIENTE

$\Delta Q \cdot d \cdot m = \frac{1}{3} N m \overline{v^2} / e$
 CAPACITÀ QUANTITÀ DI PISTO
 VELOCITÀ MEDIA

DA UN LEGGE DELLA FISICA $F = \Delta Q \cdot d \cdot m = P$

⇒ QUINDI $P \overline{v^2} = \frac{1}{3} N m \overline{v^2}$ ⇒ $P V = \frac{1}{3} N m \overline{v^2} = \text{cost} T$

EQUAZIONE FONDAMENTALE DELLA TEORIA CINETICA DEI GAS



DA UN CURVA DI MAXWELL RISULTA CHE:

$N/N_{tot} = e^{-\frac{E}{kT}}$

DOVE $k =$ COSTANTE DI BOLZMANN

BASE LOGARITMICA NATURALE

$k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} J/K$

RISULTATO IMPORTANTE!
 MI DICE QUANTE PARTICELLE, SU QUELLE TOTALI, HANNO UN'ENERGIA MAGGIORE DI E_0 PER QUELLA DATA TEMPERATURA

POSSO ESPRIMERE LA DISTRIBUZIONE DI MAXWELL ANCHE IN FUNZIONE DELLE VELOCITÀ DELLE PARTICELLE

LEGGI DEI GAS IDEALI

- LEGGE di BOYLE (O ISOTERMA) → $PV = \text{cost}$ ($T = \text{cost}$)
- LEGGE di CHARLES (O ISOBARA) → $V/T = \text{cost}$ ($P = \text{cost}$)
- LEGGE di GAY-LUSSAC (O ISOCORA) → $PT = \text{cost}$ ($V = \text{cost}$)

LEGGI di AUMENTO, ALL'AUMENTARE DI T

$P = P_0 (P_0/273) \cdot t = P_0 (273+t)/273$
 $V = V_0 (V_0/273) \cdot t = V_0 (273+t)/273$
 (AUMENTI di PRESSIONE E VOLUME ALL'AUMENTARE di T)

DOVE $t =$ TEMPERATURA IN GRADI

COMBINAMO LE 3 LEGGI DEI GAS IDEALI PER OTTENERE

$[PV = nRT]$

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI $R =$ COSTANTE UNIVERSALE DEI GAS

IN CONDIZIONI NORMALI (PER 1 MOLE DI GAS)

$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

(NEL SISTEMA INTERNAZIONALE)

$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

PRESSIONE: da atm a Pascal
 $1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$

IL SUO VALORE È "DEFINITO" DA LE CONDIZIONI NORMALI DEL GAS (GAS A $P = 1 \text{ atm}$ E $T = 0^\circ\text{C}$) PER QUESTI VALORI, HO IL VALORE COSTANTE DEI GAS (LO STESSO VALORE PER A $V = 22,414 \text{ L}$) (VALORE COSTANTE DEI GAS IN CONDIZIONI NORMALI)

RELAZIONE TRA EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI E TEORIA CINETICA DEI GAS:

$PV = \frac{1}{3} N m \overline{v^2} = RT$; $E_k = \frac{1}{2} N m \overline{v^2} \Rightarrow RT = \frac{2}{3} E_k$ (DIVIDENDO PER N) ⇒ $kT = \frac{2}{3} E_k$

ENERGIA CINETICA MEDIA NEL TEMPO DI UN SINGOLO PARTICELLA.

ALTRE FORMULE:

$n = \frac{\text{MASSA}}{M \cdot M}$
 (MASSA MOLARE)

⇒ NELL'EQUAZIONE: $PV = \frac{\text{MASSA}}{M \cdot M} RT$

$d = \frac{\text{MASSA}}{V}$

⇒ $PV = \frac{\text{MASSA}}{M \cdot M} RT \Rightarrow \frac{P \cdot M \cdot M}{RT} = \frac{\text{MASSA}}{V} = d$

(MI PERMETTE DI CONFERMARE IL DENSI RELATIVA OTTENERE IL COEFFICIENTE DI UN GAS CHE SI TROVANO ALL'ISTESSA CONDIZIONE)

LEGGE di DALTON (O DELLE PRESSIONI PARZIALI)

$P_{\text{TOT}} = \sum P_i$

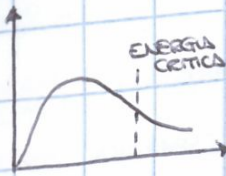
⇒ $P_i = n_i RT / V$ ⇒ QUINDI $P_{\text{TOT}} = \sum P_i = n_1 RT / V + n_2 RT / V + \dots + n_i RT / V$

⇒ $P_{\text{TOT}} = n_{\text{TOT}} RT / V$ ⇒ UGUAGLIANDO LE DUE ESPRESSIONI ① E ② ⇒ $\frac{P_i}{n_i} = \frac{P_{\text{TOT}}}{n_{\text{TOT}}} \Rightarrow P_i = \frac{n_i}{n_{\text{TOT}}} P_{\text{TOT}}$

DOVE $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{TOT}}}$ (FRAZIONE MOLARE DELL'ISTESSA COMPONENTE)

QUANDO LA TENSIONE DI VAPORE UGUALGUA LA PRESSIONE ESTERNA \rightarrow SI FORMANO BOLLE \rightarrow PER QUESTA PRESSIONE HO LA TEMPERATURA DI EBULLIZIONE (CHE MI DEFINISCE IL PUNTO DI EBULLIZIONE). SE SCALO SUO T_{eb} SENZA DIRE ALTRE VOLTA DIRE CHE IL LIQUIDO BOLLE A 1 atm.

EBULLIZIONE E TENSIONE DI VAPORE



PER IL LIQUIDO È UNA ENERGIA CRITICA OLTRE IL QUALE LE MOLECOLE POSSIEDONO ENERGIA SUFFICIENTE PER ABBANDONARE LA SUPERFICIE DEL LIQUIDO E PASSARE ALLO STATO DI VAPORE.

SE AUMENTO T \rightarrow ENERGIA CRITICA SI SPOTA VERSO D_x. (LA CURVA O DISTRIBUZIONE DI MAXWELL È ABBASSATA)

(FENOMENO SPONTANEO DI EBULLIZIONE PER PARTICELLE CON E > E_{critica})
RIGUARDA SUO SUPERFICIE DEL LIQUIDO

EBULLIZIONE

È UN FENOMENO DI FORMAZIONE DI BOLLE. ESSO SI GENERA QUANDO LA TENSIONE DI VAPORE EGUALGUA LA PRESSIONE ESTERNA. IN QUESTO CASO, IL PROCESSO DI EBULLIZIONE INTERESSA TUTTO IL VOLUME DEL LIQUIDO. ED AVVIENE IN TERMINI DI TOLLERANZA (BOLLE ANCHE INTERNO DEL LIQUIDO).
PUNTO DI EBULLIZIONE NORMALE \rightarrow TEMPERATURA ALLA QUALE TENSIONE DI VAPORE = 760 mm Hg (ES. ACQUA $T_{eb} = 100^\circ C$)

SE P \downarrow , $T_{eb} \downarrow$

CAPORE LATENTE \Rightarrow CAPORE ASSORBITO DAL SISTEMA SENZA PRODURRE AUMENTO DI TEMPERATURA. (ESSO È "PRESENTE" NELLE FASI DI FUSIONE/SOLIDIFICAZIONE ED EBULLIZIONE/CONDENSAZIONE)

PASSAGGIO DA LIQUIDO - GAS } PER EVAPORAZIONE (SE TENSIONE VAPORE < PRESSIONE ATMOSFERICA)
EBULLIZIONE (SE TENSIONE VAPORE > PRESSIONE ATMOSFERICA)

EQUAZIONE DI CLAUSIUS-CLAPYRON

$P_{(vap)} = C e^{-\frac{\Delta H_{vap}}{RT}}$ PER PASSARE DA LIQUIDO A VAPORE \rightarrow FORNISCE UNA CERTA QUANTITÀ DI CAPORE

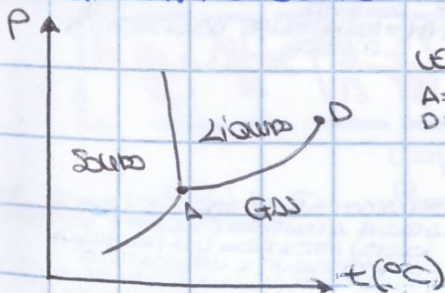
VELOCITÀ CHE LA VELOCITÀ DI EVAPORAZIONE È PROPORZIONALE A $e^{-\frac{\Delta H_{vap}}{RT}}$.

QUEL CAPORE PRENDE IL NOME DI CAPORE MOLARE DI VAPORIZZAZIONE (CAPORE CHE CONVERTE UNA MOLE DI LIQUIDO)
 \downarrow
INDICATO CON ΔH_{vap} .

$P_{(sol)} = C e^{-\frac{\Delta H_{sol}}{RT}}$ PER PASSAGGIO DA SOLIDO A GAS \rightarrow CAPORE DI NEBULIZZAZIONE = CAPORE DI FUSIONE + CAPORE DI VAPORIZZAZIONE

NOTO BENE: PER T_{solidificazione}: SUO È LIQUIDO MINOR TENSIONE DI VAPORE

DIAGRAMMI DI STATO



LE CURVE SONO DELLE CURVE DI EQUILIBRIO TRA LE FASI.

A = PUNTO TRIPLO = COESISTENZA DELLE 3 FASI
D = PUNTO CRITICO = MASSIMA TEMPERATURA CRITICA OLTRE LA QUALE NON HA PIÙ LA POSSIBILITÀ DI OTTENERE LA FASE LIQUIDA.

SOLUZIONE \Rightarrow SOLVENTE LIQUIDO + SOLUTO (SOLIDO, LIQUIDO O GAS)
(LA SOLUZIONE SI GENERA QUANDO A GIUNGO DEL SOLUTO. QUANDO LA SOLUZIONE DIPENDE DALLA CONCENTRAZIONE DEL SOLUTO.)

SOLUZIONE SATURA \Rightarrow SOLVENTE NON È PIÙ IN GRADO DI SCIOGLIERE IL SOLUTO.

TENSIONE DI VAPORE DELLA SOLUZIONE

2° LEGGE DI RAULT $\Rightarrow P = P^0 - P = n \cdot P^0$
 (L'AGGIUNTA DI SOLUTO NEL SOLVENTE MI ABBASSA LA SUA TENSIONE DI VAPORE)
 E' CO PERCHÈ LA TENSIONE DI VAPORE DEL SOLVENTE P⁰ È IL RAGIONE DI QUELLO DELLA SOLUZIONE
 TENSIONE DI VAPORE DEL SOLVENTE P⁰ \leftarrow NUMERO DI MOLE SOLUTO
 TENSIONE DI VAPORE DELLA SOLUZIONE \leftarrow NUMERO DI MOLE SOLUTO
 TENSIONE DI VAPORE DEL SOLUTO \leftarrow NUMERO DI MOLE SOLUTO

QUANDO VOI RICERCHERE LA LEGGE DI RAULT IN QUESTO MODO: $P_{sol} = X_A \cdot P_A^0 + X_B \cdot P_B^0$
 (QUELLE STESSA DELLA TENSIONE DI VAPORE DEL SOLVENTE P⁰ PER LA FUSIONE MOLARE + LA TENSIONE DI VAPORE DEL SOLUTO PER LA SUA FRAZIONE MOLARE)

NUMERO DI MOLE SOLUTO

- 1) SOLUZIONE AUTONOMA DI SOLUTO
- 2) SOLUTO CON TENSIONE MOLARE
- 3) SOLVENTE E SOLUTO NON SONO A CONTO PER DARE UNO STESSO PRESSIONE PARTICOLARE

QUANDO HO DISTRIBUZIONE O ASSOCIAZIONE \Rightarrow LA TENSIONE RIDUCE, LA CONCENTRAZIONE MOLALE E LA CONCENTRAZIONE RIDUCE
 \downarrow
 DEBONO ESSERE MOLTIPLICATE PER UN COEFFICIENTE

GRADO DI DISTRIBUZIONE $\Rightarrow \alpha = \frac{\text{MOLI DISTRIBUITE}}{\text{MOLI NON DISTRIBUITE}}$

FATTORE DI ASSOCIAZIONE $\Rightarrow i = 1 + \alpha(z - 1)$
 (COEFFICIENTE DI VANT HOFF)

DOVE $z =$ "MOLTEPLICAZIONE" DELLA DISTRIBUZIONE (NUMERO DI PARTI IN CUI S'INDICA LA MOLECOLA MIBRIF)

$n_p = n_{oi}$
 (NUMERO DI MOLE FIDUCI)

TABELLA RIASSUNTIVA:

	SOLUZIONE IDEALE $i=1$	SOLUZIONE EUTETICA $i \neq 1$	
ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE	$P_{A+B} = P_A^0 \cdot X_A$	$P_{A+B} = P_A^0 \left(\frac{n_A}{n_A + n_B i} \right)$	PER PROPRIETA' COLLEGATE, USO MOLALITA'
INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO	$\Delta T_{eb} = k_{eb} m_B$	$\Delta T_{eb} = k_{eb} m_B i$	
ABBASSAMENTO DEL PUNTO DI CONGELAMENTO	$\Delta T_c = k_c m_B$	$\Delta T_c = k_c m_B i$	PER CONCENTRAZIONI USO LA MOLALITA'
PRESSIONE OSMOTICA	$\pi V_{A+B} = n_B RT$	$\pi V_{A+B} = n_B i RT$	

A = SOLVENTE LIQUIDO; B = SOLUTO SOLIDO DOVE $n_{B,i} = \sum n_{B,i}$ E $m_{B,i} = \sum m_{B,i}$

ESERCIZI:

CALCOLARE LA TENSIONE DI VAPORE A 30°C DI UNA SOLUZIONE ACQUOSA DI UN COMPOSTO ORGANICO (C₈H₈O) ALLO 11,2% IN PESO RISPETTANDO CHE ΔH_{vap} di H₂O = 40,7 KJ/mol

$T = 30^\circ C = 30 + 273,15 = 303,15$ $R = 8,314 \text{ J/mol} \cdot K$

NOTA BENE: QUANDO HO DUE COMPONENTI, USO LA FORMULA DI CLAUDEUS-CLAPEYRON IN FORMA LOGARITMICA

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

(CONSIDERO COSTE SOLUZIONE IDEALE)
 A = H₂O SOLVENTE; B = C₈H₈O SOLUTO SOLIDO
 $P_{A+B} = P_A^0 \cdot X_A \Rightarrow X_A = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{C_8H_8O}}$

DATO CHE HO 11,2% IN GRAMMI DI C₈H₈O \Rightarrow IN 100 g DI SOLUZIONE CI SONO 11,2 g DI C₈H₈O E 88,8 g DI H₂O.

$MN_{H_2O} = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$; $MN_{C_8H_8O} = (12 \times 8) + 8 + 16 = 120 \text{ g/mol}$

$n_{H_2O} = \frac{88,8}{18} = 4,933 \text{ mol}$; $n_{C_8H_8O} = \frac{11,2}{120} = 0,093 \text{ mol}$

$X_A = \frac{4,933}{4,933 + 0,093} = 0,981$

PER TROVARE P_A⁰ DEL VAPORE USO LA FORMULA DI CLAUDEUS-CLAPEYRON DOVE:

$P_2 = 1 \text{ atm}$ $T_2 = 373^\circ K$ (100°C) \Rightarrow PARAMETRI CHE INDICANO IL PUNTO DI EBULLIZIONE DEL'ACQUA.

$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \Rightarrow P_1^0 = 0,048 \text{ atm}$

$P_{A+B} = 0,048 \cdot 0,981 = 0,047 \text{ atm}$

Calcolare il punto di inizio congelamento di una soluzione contenente 12g di CaCl_2 in 380g di H_2O ($K_c = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg}/\text{mole}$)

$$M.M. \text{CaCl}_2 = 40 + 35,45 \times 2 = 110,9 \text{ g/mol} \quad q_{\text{CaCl}_2} = 12 \text{ g} \Rightarrow \text{mol} = \frac{12}{110,9} = 0,108 \text{ mol}$$

$$(\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-)$$

Moltiplica il numero di moli per 3 $\Rightarrow \text{mol} = 0,108 \times 3 = 0,324 \text{ mol}$

$$0,324/380 = x/1000 \Rightarrow x = \frac{0,324 \cdot 1000}{380} = 0,854 \text{ mol}$$

$$\Delta T_c = 1,86 \cdot 0,854 = 1,589 \text{ }^\circ\text{C} \Rightarrow T_{\text{congelamento}} = 0^\circ\text{C} - 1,589 = -1,589$$

Se 38,9 g di uno zucchero sono sciolti in 200 g di H_2O , il punto di ebollizione sale di $0,30^\circ\text{C}$. Sapendo che $K_{\text{eb}} = 0,512 \text{ K} \cdot \text{kg}/\text{mol}$, calcolare il peso molecolare dello zucchero.

$$\Delta T_{\text{eb}} = 0,30^\circ\text{C}; \quad K_{\text{eb}} = 0,512 \text{ K} \cdot \text{kg}/\text{mol}$$

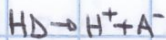
$$\Delta T_{\text{eb}} = m_b K_{\text{eb}} \Rightarrow m_b = \frac{0,30}{0,512} = 0,586 \text{ mol} \Rightarrow \frac{m}{200} = \frac{0,586}{1000} \Rightarrow m = \frac{0,586 \cdot 200}{1000} = 0,117 \text{ mol}$$

$$\text{mol} = \frac{g}{M.M.} \Rightarrow M.M. = \frac{g}{\text{mol}} = \frac{38,9}{0,117} = 332,48 \text{ g/mol}$$

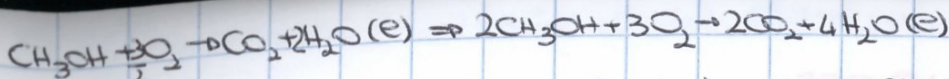
Una soluzione $0,025 \text{ M}$ di cloruro di calcio ha la stessa pressione osmotica di una soluzione $0,025 \text{ M}$ di un acido debole monoprotico. Calcolare il grado di ionizzazione dell'acido.



$$\Rightarrow i = \frac{0,075 \times 3}{0,025} = 9$$



$$\text{però } i = 1 + \alpha(z-1) \Rightarrow \alpha = i - 1 = 8$$



$$\text{CH}_3\text{OH} \Rightarrow \Delta H_f^\circ = -238,6 \text{ kJ/mol} \Rightarrow -2 \times (-238,6) = 477,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Rightarrow 3 \times (0) = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{O}_2 \Rightarrow \Delta H_f^\circ = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{CO}_2 \Rightarrow \Delta H_f^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol} \Rightarrow 2 \times (-393,5) = -787 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \Delta H_f^\circ = -285,8 \text{ kJ/mol} \Rightarrow 4 \times (-285,8) = -1143,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = -1453 \text{ kJ/mol} \text{ (OTTENUTE BRUCIANDO 2 moli di CH}_3\text{OH)}$$

PERCÒ NON SIAMO DEE MOLE!
MA IL VOLUME È DI 1 dm³.

$$p = 0,8 \text{ g/cm}^3 \Rightarrow 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 \Rightarrow m = p \cdot V = 0,8 \cdot 1000 = 800 \text{ g}$$

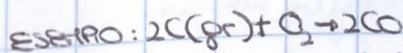
$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 12 + 3 \cdot 1 + 16 + 1 = 32 \text{ g/mol} \Rightarrow n_{\text{CH}_3\text{OH}} = 800 / 32 = 25 \text{ mol}$$

FACCIO PROPORZIONE PER TROVARE ΔH_f° CORRISPONDENTE A 25 mol $\Rightarrow \frac{-1453}{2} = \frac{\Delta H_f^\circ}{25} \Rightarrow \Delta H_f^\circ = \frac{-1453 \cdot 25}{2}$

$$\Rightarrow \Delta H_f^\circ = -18162,5 \text{ kJ} \Rightarrow -18,16 \text{ MJ}$$

LEGGE DI HESS

⇒ DICE CHE " $\Delta H_r = \sum \Delta H_f$ " (C'È ALLA SINISTRA DELLE ENTALPIE DI REAZIONE DELLE REAZIONI PARZIALI IN CUI È PIÙ FACILE ENERGIA OSSERVABILE)



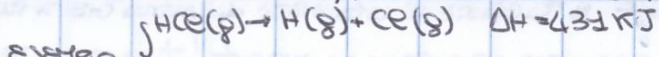
$$2\text{C}(\text{gr}) + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 \quad \Delta H_1 = 2 \times \Delta H_f^\circ = 2 \times 393,5 = -787 \text{ kJ}$$

$$2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + \text{O}_2 \quad \Delta H_2 = -2 \times \Delta H_f^\circ_{\text{CO}_2} + 2 \times \Delta H_f^\circ_{\text{CO}} = -2 \times (-393,5) + 2 \times (-110,5) = 566 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_r^\circ = -221 \text{ kJ}$$

ENERGIA DI LEGAME

(ENERGIA CHE OTTENGO/FRANCO PER AVERE UN LEGAME)



INVERTENDO IL VERSO DI REAZIONE INVERTIAMO ANCHE IL SEGNO

ENTROPIA

PARTECIPANDO IL GRADO DI DISORDINE DI UN SISTEMA. AUMENTA MAN MANO IN UN PROCESSO SPONTANEO, L'ENTROPIA TOTALE DI UN SISTEMA È DEL SUO AMBIENTE, AUMENTA.

ENTROPIA
CORRELAZIONE
T, P.

ΔS DIPENDE DO STATO FINALE E STATO INIZIALE, QUINDI $\Delta S = \text{FUNZIONE DI STATO}$

$$\Delta S(\text{UNIVERSO}) = \Delta S(\text{SISTEMA}) + \Delta S(\text{AMBIENTE}) > 0$$

A 0°K = 0 TUTTO FERMO S=0. APPENA ↑ T, ST (GRADO DI DISORDINE È CORRELATO ALLA T E ANCHE ALI PARAMETRI DI STATO)

LA REAZIONE DI ENTROPIA DI UN SISTEMA CHIUSO ⇒ FANNO DA REAGENTI ED ARGANO A PRODOTTI. 2° PER CALCOLO

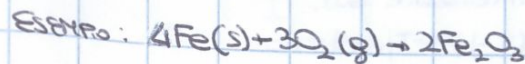
1) RELAZIONE DI CLAUUSIUS $S = \frac{Q}{T}$ (CALORE SCAMBIATO DAL SISTEMA)

2) RELAZIONE DI BOLTZMANN $S = k_B \ln n$ ← n = NUMERO DI CONFIGURAZIONI DI MICROSTATI IN GRADO DI DARCE LO STATO MICROSTATICO. n = 2^N DOVE N = N° DI ELEMENTI DELLA MOLECOLA
↑ COSTANTE BOLTZMANN = 1,38 · 10⁻²³ J/K

NOTE LE DIVERSE ENTROPIE STANDARD DELLE DIVERSE SOSTANZE CHIMICHE:

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{PRODOTTI}) - \sum S^\circ(\text{REAGENTI})$$

(ASSOCIATA ALLA REAZIONE)



$$\Delta S^\circ = 2 \times S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) - [4S^\circ(\text{Fe}) + 3S^\circ(\text{O}_2)] = 2 \times 87,4 - [4 \times 27,3 + 3 \times 205,0]$$

$$= -549,4 \text{ J/mol K}$$

ENERGIA LIBERA E LA LEGGE D'AZIONE DI MASSA

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (\text{LEGGE DI AZIONE DI MASSA})$$

SE TUTTE LE SOSTANZE SONO GASSOSE \Rightarrow ESPRESSO K_C IN TERMINI DI PRESSIONI PARZIALI
 QUANDO

$$K_P = \frac{P(C)^c P(D)^d}{P(A)^a P(B)^b}$$

LEGAMEN TO $K_C = K_P$:

$$K_C = K_P (RT)^{\Delta n} \quad \text{DOVE } \Delta n = (c+d) - (a+b) \quad \text{VARIAZIONE DEL NUMERO DI MOLE GASSOSE.}$$

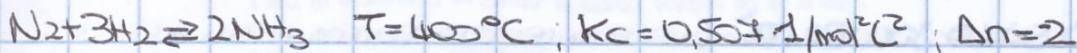
SE NO $\Delta n \Rightarrow K_C = K_P$.

[] = CONCENTRAZIONI MOLARI = mol/litro ; $P(\dots)$ = PRESSIONI PARZIALI = atm ;

$R = 0,082 \text{ atmL/molK}$ (PER QUESTE UNITA' DI MISURA R LA RE GROSSA!)

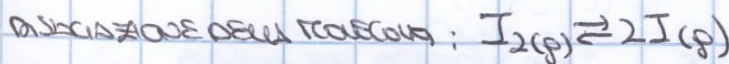
[$K_C, K_P \Rightarrow$ DIPENDENTI SLO DA T!]

ESEMPIO



$$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n} = \frac{0,507}{(0,082 \cdot 400 + 273,15)^2} = 0,0001664 \frac{1}{\text{atm}^2} = 1,66 \cdot 10^{-4} \frac{1}{\text{atm}^2}$$

ALTRA ESMP:



$$K_P = \frac{P(I)_{eq}^2}{P(I_2)_{eq}}$$

IMPIAGNANDO DI PARTIRE DA 1 MOLE DI I_2
 MOL'INIZIALI MOL'ALL'EQ.

I_2	1	1-x
I	0	2x
mol tot.	1	1+x

$\frac{P(I)}{1+x} = P_T \Rightarrow P(I_2) = P_T \frac{1-x}{1+x}$; $\frac{P(I)^2}{2x \cdot 1+x} = P_T \frac{4x^2}{1+x} \Rightarrow P(I) = P_T 2x \sqrt{1+x}$ (PRESSIONE TOTALE)

FACCIAMO RAPPORTE
 (PRESSIONE DI
 MOL'ALL'EQUILIBRIO)

SOTTITUENDO NELLA FORMULA $K_P = \frac{P_T^2 \frac{4x^2}{1+x}}{P_T \frac{1-x}{1+x}} = \frac{4x^2}{1-x^2} = K_P$

NOTO CHE $K_P = \text{cost}$ SE $T = \text{cost}$ \Rightarrow SE $P \uparrow, x \downarrow$ (EQUILIBRIO SI SPORTE VERSO SX)

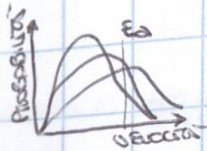
$k = ae^{-E_a/RT}$ (ESPRESSIONE DI ARRHENIUS) \Rightarrow K COSTANTE DI VELOCITÀ DI REAZIONE
 a = FATTORE DI FREQUENZA



I REAGENTI E I PRODOTTI SONO SEPARATI DA UNA BARRIERA ENERGETICA

$E_c - E_r = E_a$ (REAZIONE DIRETTA)
 $E_c - E_p = E_a$ (REAZIONE INVERSA)
 MAGGIORE È E_a E \downarrow V (VELOCITÀ DI REAZIONE)

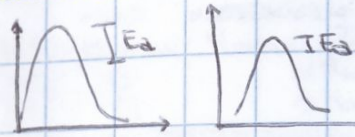
NO TUTTI GLI URTI SONO EFFICACI \Rightarrow SOLO QUELLI ORIENTATI IN UN CERTO MODO E AVENTI ENERGIA CINETICA \geq DELL'ENERGIA DI ATTIVAZIONE.



LE CURVE DI FREQUENZA DIPENDONO DALLA TEMPERATURA (MAGGIORE È LA TEMPERATURA E MAGGIORE SNOLE PARTICELLE CHE REAGISCONO)

$\frac{N'}{N_{TOT}} = e^{-E/RT}$ (N' = NUMERO DI PARTICELLE CHE HANNO ENERGIA $\geq E$)
 N_{TOT} = NUMERO TOTALE DI PARTICELLE

CATALISI E CATALIZZATORI



IL CATALIZZATORE DIMINUISCE LA VELOCITÀ DI REAZIONE, PERSCHÈ MINIMIZZA L'ENERGIA DI ATTIVAZIONE NECESSARIA.

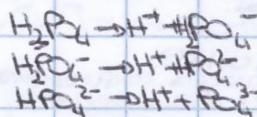
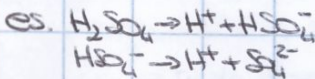
CATALISI OMOGENEA \rightarrow IL CATALIZZATORE FORMA CON LE SOSTANZE REAGENTI UN COMPLESSO INTERMEDIARIO CHE SUBITO REAGISCE CON ALTRA REAGENTI PER FORMARE I PRODOTTI

CATALISI ETEROGENA \rightarrow PROCESSO D'ADDEBITAMENTO + LE SOSTANZE SI FISANO ALLA SUPERFICIE E DEL CATALIZZATORE (AUMENTO SUCCESSIVO) E LO UENE COLTA DA ALTRI REAGENTI CHE REAGENDO CON QUELLE GIÀ FISSATE, FORMANO I REAGENTI.

ACIDO ERASE:

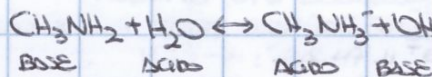
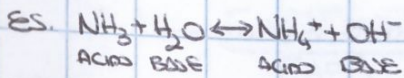
SECONDO ARRHENIUS \rightarrow GLI ACIDI SI DISSOCIANO IN H_2O PER LIBERARE ANIONI E H^+
 LE BASI SI DISSOCIANO IN H_2O PER LIBERARE CATIONI E OH^-
 I SALI SI DISSOCIANO IN IONI CHE CATALIZZANO H^+ E OH^- .

CASO ACIDI ACID: IONIZZAZIONE MURNE PER STATA SUCCESSI (CONSUMO DI QUANTI, MA LIBERA H^+)



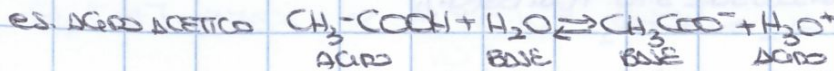
QUESTA REAZIONE È TROPPO RISTRANCA $\rightarrow H^+$ IN SOLUZIONE NON ESISTE DA SOLA.

SECONDO BRONSTED E LOWRY \rightarrow ACIDI (DONANO PROTONI) (ALTE BASI)
 BASI (ACCETTANO PROTONI) (AGLI ACIDI)



(LE REAZIONI CHE POSSONO SCEGLIERE QUEL TENDENZA SOTTO LE ANTONNE E L'ATTIVAZIONE)

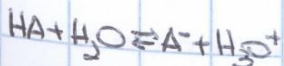
ACIDI DEBOLI: IONIZZAZIONE DI UN ELETTROLITO DEBILE (CORRISPONDE AD UNO UCRU E PRODOTTA REAZIONE DI EQUILIBRIO)



SCRIVENDO LA COSTANTE $K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH][H_2O]} \Rightarrow K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

[] = CONCENTRAZIONI MOLARI

PER GENERALI REAZIONE:



METTO LA CONCENTRAZIONE DI H_2O DENTRO K_a (55,5 mol/L)

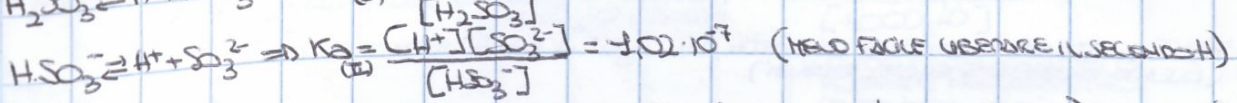
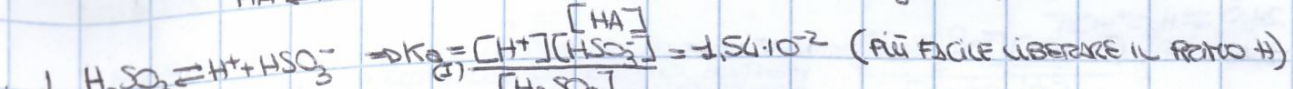
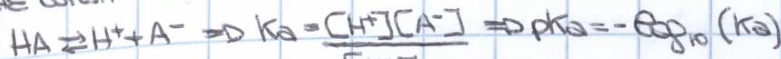
\rightarrow COSTANTE DI IONIZZAZIONE (CARO CONT)

α = GRADO DI DISSOCIAZIONE = $\frac{[H_3O^+]}{[H_2O]} = \frac{[A^-]}{[HA]}$ (MOLI DISSOCIATE) / (MOLI INIZIALI)
 INOLTRE K_a UENE MILIARDO (CON LA LEGGE DI OSTWALD (O DI DISSOCIAZIONE))

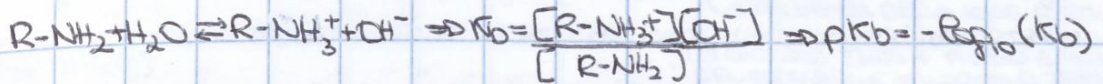
$K_a = \frac{\alpha M \times M}{(1-\alpha)M} = \frac{\alpha^2 M}{(1-\alpha)}$ (M = CONCENTRAZIONE INIZIALE) SE $\alpha \ll 1$, ALLORA $K_a = \alpha^2 M$

$$pH = -\log([H^+]) = -\log_{10}(1,62 \cdot 10^{-7}) = 6,79$$

SOLUZIONI DI ACIDI E BASI DEBOLI (ACIDI NON COMPLETAMENTE DISSOCIATI IN SOLUZIONI ACQUOSE DELLO CONOSCERE ANCHE COSTANTE DI ASSOCIAZIONE)



TUTTO QUELLO DETTO PER GLI ACIDI, VALE ANCHE PER LE BASI (ESEMPLO CON AMMINI R-NH₂)



ACIDO O BASE, TANTO + DEBILE, TANTO MINORE È IL VALORE DELLA SUA COSTANTE.

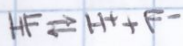
QUINDI:

	INIZIO	AU' EQUILIBRIO	
HA	MINIZIAMI	MINIZIAMI	→ AU' EQUILIBRIO HO M ₀ X MIN NON DISSOCIATE
H ⁺	0	X	→ AU' EQUILIBRIO HO X MINIZIAMI
A ⁻	0	X	→ AU' EQUILIBRIO HO X MINIZIAMI

TUTTI GLI ELETTRONI SI ASSOCIANO COMPLETAMENTE, QUANDO LA CONCENTRAZIONE → 0 (INFATTI PER CONCENTRAZIONI POCO ALTE, IL pH RIMANE SOTTO A 10⁻⁷)

ESEMPLO:

CALCOLO AD ESEMPIO IL pH E IL GRADO DI DISSOCIAZIONE DI UNA SOLUZIONE 1M E DI 1 SOLUZIONE 10⁻² M DI ACIDO FLUORIDRICO (K_a = 3,53 · 10⁻⁴)



	INIZIALE	FINALE
HF	1	1-x
H ⁺	0	x
F ⁻	0	x

$$\Rightarrow K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{x \cdot x}{1-x} = \frac{x^2}{1-x} \Rightarrow 3,53 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1-x}$$

$$\Rightarrow 3,53 \cdot 10^{-4}(1-x) = x^2 \Rightarrow 3,53 \cdot 10^{-4} + 3,53 \cdot 10^{-4}x + x^2 = 0 \Rightarrow x_{1/2} = \frac{-3,53 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(3,53 \cdot 10^{-4})^2 + 4(3,53 \cdot 10^{-4})}}{2}$$

$$\Rightarrow x = 0,0186 \text{ mol/L} \Rightarrow [H^+] = x = 0,01864 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+] = 1,73; \quad \alpha = \frac{\text{DISSOCIATE}}{\text{INIZIALE}} = \frac{1,86 \cdot 10^{-2}}{1} = 1,86 \cdot 10^{-2} \rightarrow 2 \text{ MOLECOLE OGNI 100}$$

COME VARIANO pH E α AUMENTANDO LA DILUZIONE? CONCENTRAZIONI INIZIALI 10⁻² mol/L

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = 3,53 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{10^{-2} - x} \Rightarrow 3,53 \cdot 10^{-6} + 3,53 \cdot 10^{-4}x + x^2 = 0$$

$$\Rightarrow x_{1/2} = \frac{-3,53 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(3,53 \cdot 10^{-4})^2 + 4(3,53 \cdot 10^{-6})}}{2} = 1,110 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+] = 2,95; \quad \alpha = \frac{1,11 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 0,11 \rightarrow 2 \text{ MOLECOLE OGNI 10}$$

↓ [] INIZIALE, ↑ MOLECOLE CHE SI DISSOCIANO, ↑ pH
CONCENTRAZIONE INIZIALE → H DELL'ACIDO

PER TROVARE α, USO LA RELAZIONE DI OSWALD $\Rightarrow \frac{C}{K_a} x^2 + x - 1 = 0$

$$\text{SE } C/K_a > 10^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_{iniz}}} \Rightarrow K_d = \frac{x^2 C_{iniz}}{1-x} \approx x^2 C_{iniz} \quad (\text{PERCHÉ } \alpha \text{ INFERIORE ALL'UNITÀ})$$

CASI IN CUI TRASCURO H⁺ GENERATI DALL'ACQUA $\Rightarrow HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \Rightarrow K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$

	INIZIALE	EQUILIBRIO
HA	C	C-x
H ⁺	0	x
A ⁻	0	x

SE $\frac{C}{K_a} \geq 10^2 \Rightarrow \alpha < 0,1$, CIOÈ $x \ll C_{iniz}$ (COME TRASCURO BINE)
QUINDI: $C_{iniz} - x \approx C_{iniz} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C_{iniz}}$

$$x = [H^+] = \sqrt{K_a C_{iniz}} \Rightarrow \text{IN GENERALE TRASCURO L'EQUILIBRIO DELL'ACQUA, QUANDO: } K_a C_{iniz} \geq 10^{-12} \quad C_{iniz} \geq 10^2$$

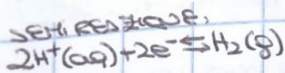
$\Delta G^\circ = -nF\Delta V$ (dove $n =$ numero di elettroni che attraversano la differenza di potenziale ΔV)
 $F = 96485 \text{ C}$
 se $\Delta V > 0$, allora $\Delta G < 0 \rightarrow$ lavoro elettrico spontaneo.

$\Delta V = \frac{\Delta G^\circ}{nF}$

EQUAZIONE DI NERNST:

$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \left[\frac{\text{[Ox]}}{\text{[Red]}} \right]$ PER UN SOLO ELETTRODO (IN CUI L'ELEMENTO POSSO DA CATODE \rightarrow METALLO) $\Rightarrow E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \log [M^{n+}]$

POTENZIALE DELLO ELETTRODO DI RIFERIMENTO \Rightarrow POTENZIALE DELL'IDROGENO (ELETTRODO NORMALE A PRESSIONE)



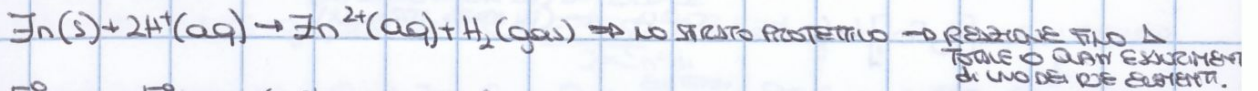
POTENZIALE STANDARD = POTENZIALE A 25°C di SEMIREAZIONI CON $[] = 1 \text{ mol/L}$ ALLA PRESSIONE DI 1 atm

PER CONDUCERE IL POTENZIALE DI UN ELEMENTO, COLLEGO L'ELEMENTO CON L'IDROGENO.

IL POTENZIALE DELLA Pila È SEMPRE \rightarrow POTENZIALE CATODO - POTENZIALE ANODO.

SERIE ELETTROCHIMICHE PER CONDUCERE SPONTANEO DI UN REDOX.

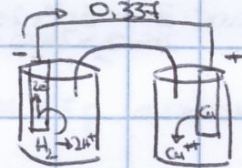
QUANDO UN METALLO VIENE METTO A CONTATTO CON UNA SOLUZIONE CONTENENTE ION IDROGENO:



f.e.m = $E^\circ \text{ catodo} - E^\circ \text{ anodo}$ (Δ CIRCUITO APERTO)
 (di una Pila)

IL POTENZIALE STANDARD = RAPPRESENTA LA TENDENZA DI UNA REAZIONE NEL CALORE E NEL VUOTO DELLA (UNTO MAGGIORE È IL VALORE È TANTO GRANDE È LA TENDENZA A CORRERE)

LA TENDENZA DELLA IONE RISTITUIRLO AD ASSUMERE LA FORMA METALLICA (IL QUANTO TANTO + ALTO È IL VALORE DEL POTENZIALE STANDARD È TANTO MAGGIORE SIA LA TENDENZA DELL'ELEMENTO METALLICO DA ASSUMERE LA FORMA IONICA



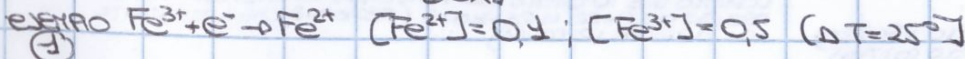
IL POTENZIALE (STANDARD) SIA $H_2 = 0$ V
 $E = E_C - E_A = 0,337 \text{ V}$

DATO CHE H_2 PERDE ELETTRONI (IN QUESTO CASO) E CU LI ACQUILTA $H_2 = 0$ V
 $Cu = 0,337$ V

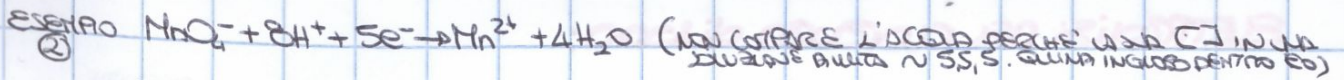
I POTENZIALI di OSSID-REDUZIONE

FORMA GENERALE: $Ox + ne^- \rightarrow Red$ ESEMPLO: $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$
 ANCHE IN QUESTO VALE NERNST:

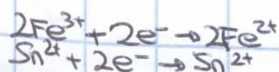
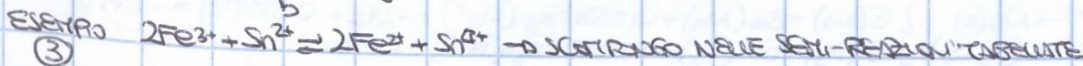
$E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \log \left[\frac{\text{[Red]}}{\text{[Ox]}} \right]$



$E = 0,771 - \frac{0,059}{1} \log \left[\frac{0,1}{0,5} \right] = 0,82 \text{ V}$
 (LA VOCE DIBLUATO DELLA REAZIONE)



$E = E^\circ - \frac{0,059}{5} \log \left(\frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-][H^+]^8} \right)$



$E^\circ = 2 \times 0,771 \text{ V}$
 $E^\circ = 0,15 \text{ V}$

(CHIEDERE)
 CONFRONTO I DUE POTENZIALI, VEDI CHE QUELLO CON LAURE MINORE È LA SECONDA SEMI-REAZIONE, QUINDI, CAMBIO SEGNO DI $E^\circ = -0,15 \text{ V}$

ASPETTI QUANTITATIVI DELL'ELETTROLISI

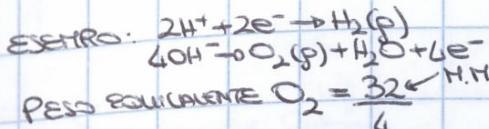
LEGGI DI FARADAY: ① QUANTITÀ DI SOSTANZA CHE SI LIBERA SU AGLI ELETTRODI SONO DIRETTAMENTE PROPORZIONALI ALLA QUANTITÀ DI ELETTRICITÀ CHE È PASSATA ATTRAVERSO LA SOLUZIONE.

ROSSI INGRAN
BACILE IN
IN UN CA

② LA PORTATA DI ELETTRICITÀ PASSATA ATTRAVERSO LA SOLUZIONE È EQUIVALENTE ALLA QUANTITÀ DI SOSTANZA CHE SI LIBERA SU AGLI ELETTRODI. LE QUANTITÀ DI SOSTANZE CHE SI LIBERANO SU AGLI ELETTRODI SONO α (PROPORZIONALI) AL NUMERO DI ELETTRONI PER EQUIVALENTE. PESO EQUIVALENTE: PESO IN GRAMMI DI UNA CERTA SOSTANZA CHE SI FORMA SU UN ELETTRODO IN SEGUITO AL PASSAGGIO DI UNA MOLE DI ELETTRONI.

PASSAGGIO DI UNA MOLE DI ELETTRONI (96500 COULOMB) ATTRAVERSO LA SOLUZIONE SI LIBERA UN GRAMMO EQUIVALENTE DI SOSTANZA A CIASCUNO DEGLI ELETTRODI

→ QUANTITÀ DI ELETTRICITÀ = FARADAY
 $1F = Q \cdot Na$

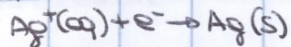


1F CORRENTE PROPORZIONA LA FORMAZIONE DI 1/1 MOLE DI PRODOTTO (n = NUMERO DI ELETTRONI)

PESO EQUIVALENTE $O_2 = \frac{32}{4} = 8g$; PESO EQUIVALENTE $H_2 = \frac{2}{2} = 1g$

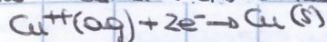
↑
ELETTRONI (DELLA REAZIONE)

ESEMPIO: ELETTROLISI DI NITRATO DI ARGENTO



QUANTITÀ DI ARGENTO DEPOSITATA = $\frac{107,87}{1} = 107,87g$

ESEMPIO: ELETTROLISI DEL SOLFATO RAMEICO



QUANTITÀ DI RAME CHE SI DEPOSITA QUANDO FACCIO FONDERE PER 30 MIN UNA CORRENTE DI INTENSITÀ DI 3 AMPERE.

$PA = M.M = 63,55 \text{ gr./mol} \Rightarrow P.E = \frac{63,55}{2} = 31,77g$

QUANTITÀ DI ELETTRICITÀ IN C: $3 \cdot 30 \cdot 60 = 5400 \text{ C}$

3 AMPERE 30 MIN 60 SECONDA

$\xrightarrow{2 \times n \text{ di ELETTRONI}}$ $96500 : 31,77 = 5400 : x$

$x = 1,78g$ (GRAMMI DEPOSITATI AL CATHODO)

IDROCARBURI AROMATICI (COTRISO + SESTACE: BENZENE)



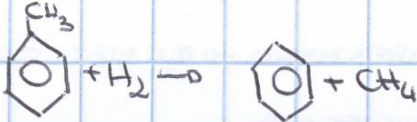
POSS. AVERE L'ANELLO BENZINICO CON GRUPPI FUNZIONALI ATTACCATI.

NON ESISTONO SINGOLARMENTE, MA SOLO ENTITATE LE CONFIGURAZIONI



QUESTI COMPOSTI SONO IL BENZENE - TOLUENE - XILENE. → AUMENTANO NOTTEVOLMENTE IL NUMERO DI ISOMERI (OTTENUTO PER ALTE REAZIONI)

IDROARILIZZAZIONE:



ALCOGENI

R-F, R-Cl
R-Br, R-I
(GRUPPI FUNZIONALI)

→ SOLO ALCOGENI QUEL COMPOSTO ORGANICO IN CUI UN ATOMO SI LEGA CON ALTRO IN UNO STESSO

(DUE FUNZIONI INDIFFERIBILI, POCO OTTENUTE)

- CH₂Cl₂ (DICHLOROMETANO)
- CHCl₃ (TRICHLOROMETANO)
- CCl₄ (TETRACLOROMETANO)

→ UNITE COLTE AUMENTA IL LORO HANNO EFFETTO ANESTETICO

ALCOI E FENOLI

R-O-H (ALCOI)
Ar-O-H (FENOLI)

→ DENOMINAZIONE (DOVE È NECESSARIO) PRECEDO IL NOME CON UN NUMERO CHE IDENTIFICA L'ISOTOPICO (ALCOLE È LEGATO IL GRUPPO OH)

- CH₃-CH₂-CH₂-OH
- H-O-CH₂-CH₂-O-H (POLIALCOI)
- H-O-CH₂-CH(OH)-CH₂-O-H (GLICERINA)

GRUPPO OH COLLEGATO DIRETTAMENTE SO IN ANELLO AROMATICO.

HO LETTERE DISTINGUONO ISOTOPICO IN 3.

→ 3 PARTI DI INTERIO

- 1-PROPANOLIO H-O-CH₂-CH₂-CH₂-OH (ALCOI PRIMARIO)
- 2-PROPANOLIO CH₃-CH(OH)-CH₂-OH (ALCOI SECONDARIO)
- 2-METIL-2-PROPANOLIO CH₃-C(OH)(CH₃)-CH₂-OH (ALCOI TERZIARIO)

PUNTO DI EBULLIZIONE → ALL'AUMENTARE DEL NUMERO DI C.

SOLUBILITÀ:

- METANOLIO
- ETANOLIO
- 1-PROPANOLIO
- 2-PROPANOLIO
- GLICOLE ETILENICO
- 1,2-PROPANOLIO
- 1,3-BUTANOLIO
- GLICERINA

→ SOLUBILITÀ IN H₂O

- 1-BUTANOLIO
- 1-PENTANOLIO
- 1-ESANOLIO
- 1-OTTANOLIO

SOLUBILITÀ

→ CHE ATTENUA L'INFLUENZA DEL NUMERO DI C.

METANOLIO

→ VELOCITÀ DI REAZIONE IN COLLEGAMENTO CON UNO O PIÙ GRUPPI OH, MA ANCHE CON ALCOI.

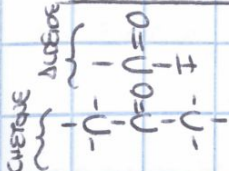
ETERI

-C-O-C-
(ATOMO OSSIGENO LEGATO A DUE ATOMI DI CARBONIO)

→ DIVERSE ISOMERIE: DIETIL-ETERE (O ETERE) CH₃-O-C₂H₅ (OTTENUTO PER CONDENSAZIONE)

METIL T-BUTIL-ETERE CH₃-O-C(CH₃)₃ (AUMENTARE NUMERO DI ISOMERI INFERO A UNO AUMENTAZIONE DELLA RAZIONE ACID-CATALITICA)

ALDEIDI E CHETONI



DENOMINAZIONE: -ALDE

DENOMINAZIONE: -ONE

ES. CH₃-C(=O)-H (ACETALDEIDE) ETANALDE

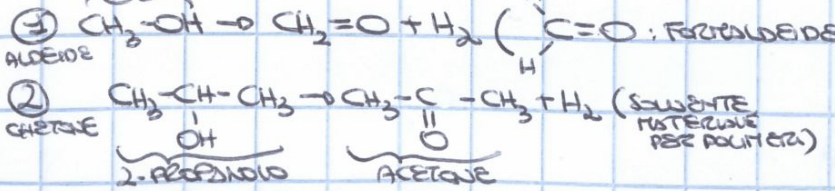
CH₃-C(=O)-CH₃ (ACETONE) 2-PROPANONE

→ L'ALDEIDE LEGATA È OTTENUTA PER DEIDROGENAZIONE A UNO DEI GRUPPI

→ OTTENUTE PER DEIDROGENAZIONE DI UNO DEI GRUPPI

DES. FORMALDEIDE O ACETALDEIDE.

ES. ACETONE



→ SI SCIOLGONO FACILMENTE IN SOLI MAGGIORI USI NELLA FORMAZIONE DI POLIMERI ADENI E DI UNO STESSO ISOMERI

Esercizio

1) SE IL NUCLEO DELL'ATOMO DI IDROGENO AVEVA LE DIMENSIONI DI UNA BIGLIA (1 cm), QUANTO NUMEREREBBE IL RAGGIO MEDIO DELL'ORBITA DEL SUO ELETTRONE?

1 cm = 0,01 m \Rightarrow DATO CHE 1 NUCLEO È CIRCA 10000 VOLTE PIÙ PICCOLO DELL'ATOMO MEDIO
 ANCHE
 \downarrow
 DIMENSIONE ATOMO = 10000 · 0,01 = 100 m

ATOMO = 10^{-10} m \rightarrow NUCLEO = 10^{-14} m \rightarrow RAGGIO = 10^{-15} m

2) QUALI VALORI POSSONO ASSUMERE I NUMERI QUANTICI l ED m SE $n=3$?

SE $n=3$ $\left\{ \begin{array}{l} l = [0, n-1] = 0, 1, 2 \\ m = [-l, l] = -2, -1, 0, 1, 2 \end{array} \right.$

3) QUAL È IL MASSIMO VALORE A CUI ARRIVA IL NUMERO QUANTICO PRINCIPALE n NELLA TAVOLA PERIODICA?

DATO CHE **n È LEGATO AL NUMERO DI PERIODI**, SE PERIODI = 7 \Rightarrow **Max = 7**

4) QUAL È QUELLO DI l ? SE SEGUSSIMO LA REGOLA, $l = n-1 = 4-1 = 3$. DI FATTO, CHE SI PUÒ VEDERE DALLA TAVOLA PERIODICA

\hookrightarrow GLI ORBITALI CON l_{max} SONO QUELLI APPARTENENTI AL GRUPPO f .

- $l=0$ ORBITALE s
- $l=1$ ORBITALE p
- $l=2$ ORBITALE d
- $l=3$ ORBITALE f

Max = 3

5) QUAL È QUELLO DI m ? (MASSIMO VALORE CHE PUÒ ASSUMERE m)
 SE $l_{max} = 3 \rightarrow$ IL MAX VALORE CHE PUÒ ASSUMERE È

$m_{max} = 3$

6) INDICARE IL SIMBOLO CHIMICO DELL'ELEMENTO CON 11 ELETTRONI AVANTI $l=2$.

GLI ELETTRONI CON $l=2$ CORRISPONDONO AL GRUPPO d (VEDI LA TAVOLA SOTTO INDICATA)
 PER VEDERE A CUI CORRISPONDE L'ELEMENTO DESCRITTO DALLA CONFIGURAZIONE 11 ELETTRONI DEL GRUPPO d (11 ELETTRONI)

\hookrightarrow 11 e^- CON $l=2 \Rightarrow$ ITTRIO (Y)

7) ISOTOPICO PIÙ ABBONDANTE DI UN ELEMENTO HA $Z=33$ E $A=75$. STABILIRE IL NUMERO DI ELETTRONI E IL NUMERO DI ELETTRONI E DI NEUTRONI DI QUELLO CHE QUANTI ELETTRONI SPINISTI POSSIBILI.

GUARDO SULLA TAVOLA PERIODICA L'ELEMENTO CON $Z=33 \rightarrow$ ARSENICO. GUARDO IL SUO NUMERO $A \rightarrow 74,9$ INTI CALCOLO IL NUMERO DI $e^- = 33$. CALCOLO IL NUMERO DI $N = A - Z = 75 - 33 = 42 \rightarrow$ PER CONTROLLARE GLI ELETTRONI SPINISTI, GUARDO LA SUA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ \hookrightarrow QUESTI 3 ELETTRONI NON HANNO COMPLETATO L'ORBITALE $4p$, QUINDI HANNO 3 ELETTRONI SPINISTI. SECONDO LA LEGGE DI H. AUERHAUSEN SI DISPONGONO SECONDO LA REGOLA DELLA MINOR ENERGIA.



1s	2s	2p	
3s	3p	3d	
4s	4p	4d	4f
5s	5p	5d	5f
6s	6p	6d	
7s	7p		

8) NELLA TAVOLA PERIODICA, DOPO QUALI ORBITALI SI TROVANO GLI ORBITALI $2s, 3s, 4s$?
 IL $2s$ SI TROVA DOPO $1s$. IL $3s$ DOPO L'ORBITALE $2p$. IL $4s$ DOPO L'ORBITALE $3p$.

9) QUAL È UNA TIPOLOGIA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DI UN ELEMENTO X CHE FORMA FACILMENTE IONI X^{2+} ?
 UNA TIPOLOGIA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DI UN ELEMENTO X CHE FORMA FACILMENTE IONI X^{2+} È QUELLA DI UN ALCALINO TERROSO.
 LA FORMA È DELLA SERIE: $X: [n]s^2$

10) QUALI DEI SEGUENTI ELEMENTI È ISOELETTRONICO CON L'ARGON? S^2 PERCHÉ LO Zolfo HA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA



11) QUALE È L'ELEMENTO CHE FORMA UN IONE TRICHALLENTE POSITIVO CON CONFIGURAZIONE ELETTRONICA $[Ar]3d^{10}$?

GALLIO: $[Ar]: 4s^2 3d^{10} 4p^2 \Rightarrow$ PERDENDO I 3 ELETTRONI DI $4s^2$ E $4p^2$, OTTENGO $Ga^{3+} = [Ar]3d^{10}$

12) QUALE DELLE SEGUENTI CONFIGURAZIONI ATOMICHE È PIÙ RAPPRESENTATIVA IN GAS NERBOSI?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \leftarrow$ (QUELLO CHE, COME TUTTI GLI ALTRI, HA QUELLO P COMPLETO!)

13) A QUALE ATOMO CORRISPONDE LA SEGUENTE CONFIGURAZIONE ELETTRONICA?

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

S^{2-} (QUANDO CARICA/ARCE POSITIVO, TU SPARTEGGIO SINISTRA, QUANDO ARCE NEGATIVO, TU SPARTEGGIO DESTRA)

14) DA QUALE DELLE SEGUENTI CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE NON RAPPRESENTA CR, CO, NI O FE?

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 Co: $[Ar] 4s^2$
 Ni: $[Ar] 3d^2$
 Fe: $[Ar] 4s^2 3d^6$

SCILO LE 4 CONFIGURAZIONI E LE CONFRONTO

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 \leftarrow$ 3
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

15) QUALE ELEMENTO TRA NE, LI, Na, H E F HA ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE MAGGIORE?

Ne.

16) QUALE ORBITALE DEVO' ESSERE SOLO COMPLETATO PER FORMARE IL COMPLESSO SFE?

PER RISPONDERE A QUESTA DOMANDA, DEVO' USARE IL NUMERO STECHIO (SN) DEL COMPLESSO SFE
 DOVE SN = NUMERO DI LEGAMI LEGATI = 6 \rightarrow FORMA OTTAEDRICA (PERCHÉ HO ANCHE 0 ELETTRONI SPARTEGGIATI)

- SN=2 \rightarrow LINEARE
 - SN=3 \rightarrow TRIANGOLARE PLANARE
 - SN=4 \rightarrow TETRAEDRICA
 - SN=5 \rightarrow TRIANGOLARE BIPIRAMIDALE
 - SN=6 \rightarrow OTTAEDRICA
 - SN=4 \rightarrow PENTAGONALE BIPIRAMIDALE
- SE HO TANTI LEGAMI E 0 ELETTRONI SPARTEGGIATI! (TEORIA VSEPR)

17) QUALE DELLE SEGUENTI MOLECOLE È PIATTE?

- 1) ANIDRIDE CARBONICA
- 2) ACIDO CLORICO
- 3) ANIDRIDE SOLFORICA
- 4) IONE AMMONIO
- 5) TETRACLORURO DI CARBONIO

UNA MOLECOLA È PIATTE (È COSÌ UN ARCO ELETTRICO) QUANDO LE CARICHE ELETTRICHE SONO PRESENTI IN UN CENTRO DI SIMMETRIA NON COME DUE DI CENTRO DI SIMMETRIA CENTRALE MA SOLO UNA.

\rightarrow PER CONFERMARE LA PIATTEZZA DELLA MOLECOLA, QUANDO LA SUA STRUTTURA USA LA TEORIA VSEPR

ANIDRIDE CARBONICA: CO_2 SN=2 \Rightarrow LINEARE (PIATTE)

ACIDO CLORICO: $HClO_2$ SN=4 \Rightarrow (PIATTE)

$OH-C\equiv O \Rightarrow$ 2 ELETTRONI SPARTEGGIATI

ANIDRIDE SOLFORICA SO_3 SN=3 \Rightarrow TRIANGOLARE (PIATTE)

IONE AMMONIO NH_4^+ SN=4 \Rightarrow TETRAEDRICA (NON HA CENTRO DI SIMMETRIA)

TETRACLORURO DI CARBONIO CCl_4 \Rightarrow SN=4 \Rightarrow TETRAEDRICA (NON PIATTE)

18) IN QUALE DELLE SEGUENTI MOLECOLE IL FERRO HA STATO IN FeS , $Fe_2(SO_4)_3$, $FeCl_3$

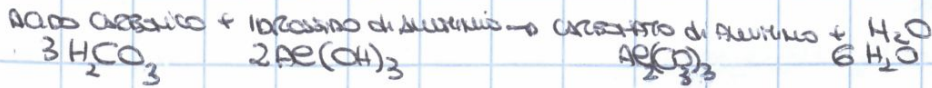
Fe^{+2+3}
 $[233]$

19) IN QUALE DELLE SEGUENTI IONI IN STATO HA NUMERO DI OSSIDAZIONE +6?

- HNO_2^-
- SO_3^{2-}
- NH_4^+
- HNO_3^-
- $Cr_2O_7^{2-} \leftarrow$

20) ORDINARE I SEGUENTI COMPOSTI IN MODO CHE IL NUMERO DI OSSIDAZIONE DELL'OSSIGENO SIA PROGRESSIVAMENTE DECRESCENTE.

BILANCIARE LE SEGUENTI REAZIONI:



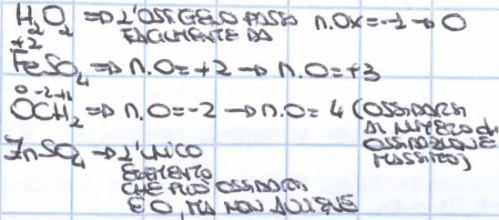
QUALI DELLE SEGUENTI SOSTANZE NON PUÒ ESSERE OSSIDA DI KMnO_4 ?

- 1) H_2O_2
- 2) FeSO_4
- 3) FORMALDEIDE (CHO_2)
- 4) ZnSO_4

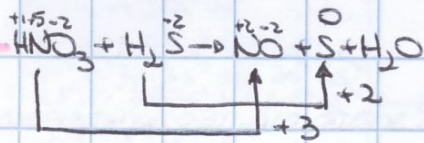
NOTA BENE: KMnO_4 È UN POTENTE OSSIDANTE PERCHÉ È PRESENTE NEL SUO GRADO MASSIMO.

CONDIZIONE FONDAMENTALE PER LA QUALI KMnO_4 OSSIDA UN ELEMENTO È CHE L'ELEMENTO POSSA ESSERE OSSIDATO. (OBIETTIVO IL PROPRIO N.O. A SPECIE NEL FUNZIONARE)

VEDI SE L'ELEMENTO HA NUMERI DI OSSIDAZIONE ALI DA POTER OSSIDARE (ESEMPLO, SE FE HA N.O. = +2 +3 E NEL FeSO_4 HA VALENZA +2, AVREMO PIÙ ANCORA AUTENTICITÀ IN +3)



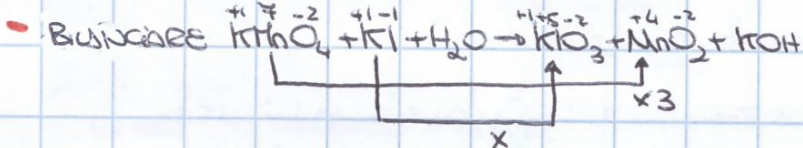
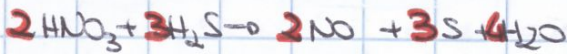
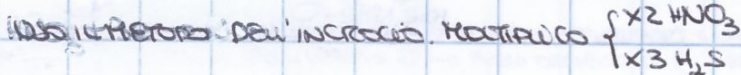
ESEMPLO 4



S_0 SI OSSIDA PERCHÉ PERDE ELETTRONI, QUINDI IL NUMERO DI OSSIDAZIONE ↑
 QUESTO SI RIDUCE PERCHÉ ACQUISTA ELETTRONI, QUINDI IL NUMERO DI OSSIDAZIONE ↓

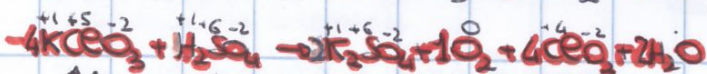
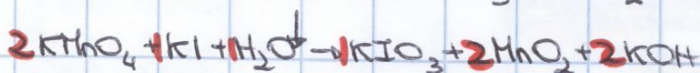
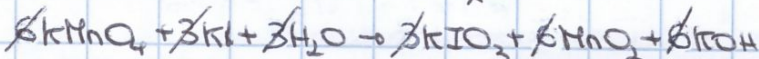
1 MOLE DI $\text{HNO}_3 \rightarrow$ 3 MOLE DI NO
 1 MOLE DI $\text{H}_2\text{S} \rightarrow$ 2 MOLE DI S
 QUINDI TUTTO HNO_3 SI RIDUCE, MENTRE TUTTO H_2S SI OSSIDA.

BILANCIAMENTO:



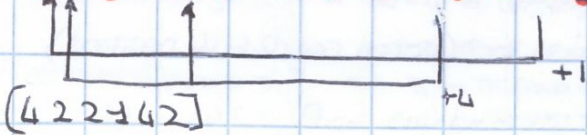
Mn = SI RIDUCE PERCHÉ PERDE

I = SI OSSIDA PERCHÉ ACQUISTA IL SUO NUMERO DI OSSIDAZIONE



L'OSSIGENO RIDUCE N.O. = 2 (PER QUANTE SPECIE?)

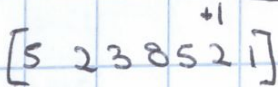
$2 \times 2 = 4 \Rightarrow$ DOLINDI IL NUMERO DI OSSIDAZIONE È 4



LA COPPIA CHE MI INTERESSA È $\text{O}_2 - \text{ClO}_2$



LA COPPIA È: $\text{H}_2\text{O}_2 - \text{KMnO}_4$



IL SOLFATO DI CALCIO ANIDRO AGISCE DA PIROSCOPANTE SECONDO LA REAZIONE: $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 QUANTE MOLE DI CaSO_4 POSSONO REAGIRE CON 9 g DI H_2O ?

$$P.A._{\text{H}_2\text{O}} = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{moli di } \text{H}_2\text{O} = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ mol} \Rightarrow \frac{1}{2} \text{ MOLE DI } \text{CaSO}_4$$

QUEL A RECHE \Rightarrow LE MOLE DI CaSO_4 SONO $\frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ mol}$

GAS IDEALI:

QUANTI LITRI OCCUPANO 125,83 g DI SO_2 IN CONDIZIONI NORMALI?

$$T = 0^\circ\text{C} = 273,15^\circ\text{K} ; P.A._{\text{SO}_2} = 32 + 16 \times 2 = 64 \text{ g/mol}$$

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

$$n = \frac{125,83}{64} = 1,966 \text{ mol} \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,966 \cdot 0,082 \cdot 273,15}{1} = 44,034 \text{ L}$$

UNA BOMBOLA DA $7,2 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$ CONTIENE ELIO ALLA PRESSIONE DI $2,12 \cdot 10^7 \text{ Pa}$ E ALLA TEMPERATURA DI 298 K. QUANTE MOLE DI ELIO SONO CONTENUTE NELLA BOMBOLA?

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,12 \cdot 10^7 \cdot 7,2 \cdot 10^{-2}}{8,314 \cdot 298} = 616,09 \text{ mol}$$

UN GAS OCCUPA A 295 K E 1 atm IL VOLUME DI 50 L, CALCOLARE IL VOLUME CHE LO STESSO GAS OCCUPEREBBE A 395 K E 1 atm.

$$P = \text{cost} \Rightarrow \frac{T_1}{V_1} = \frac{T_2}{V_2} \Rightarrow V_2 = \frac{T_2}{T_1} V_1 = \frac{395}{295} \cdot 50 = 66,95 \text{ L} = 67 \text{ L}$$

CALCOLARE I GRAMMI DI UN GAS AERTE DENSITÀ 0,997 g/L A 135°C E 0,475 atm, CHE OCCUPA UN VOLUME DI 7,45 L ALLA TEMPERATURA DI 50,5°C E ALLA PRESSIONE DI 1,85 atm.

QUANDO HO IL DENSI, SO CHE

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{g}{P.A.} \Rightarrow PV = \frac{g}{P.A.} RT \Rightarrow P \cdot P.A. = \frac{g}{V} = \text{densità}$$

PER CALCOLARE I GRAMMI, CALCOLO IL P.A.

$$\Rightarrow \frac{0,475 \cdot P.A.}{0,082 \cdot 408,15} = 0,997 \Rightarrow P.A. = \frac{0,997 \cdot (0,082 \cdot 408,15)}{0,475} = 70,248 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,85 \cdot 7,45}{0,082 \cdot 323,65} = 0,519 \text{ mol} \Rightarrow g = 70,248 \cdot 0,519 = 36,48 \text{ g}$$

QUANTI LITRI DI SOLUZIONE ACQUOSA DI HNO_3 (A 10% IN PESO; $\rho = 1,05 \text{ g/cm}^3$) SONO NECESSARI PER AVERE 5 LITRI DI GAS (A 30°C E 0,96 atm)?

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{0,96 \cdot 5}{0,082 \cdot 303,15} = 0,1930 \text{ mol} \quad P.A._{\text{HNO}_3} = 1 + 14 + 16 \times 3 = 63 \text{ g/mol}$$



$$\frac{n_{\text{HNO}_3}}{n_{\text{NO}}} = \frac{8}{2} \Rightarrow n_{\text{HNO}_3} = \frac{8}{2} \cdot 0,1930 = 0,77 \text{ mol} \Rightarrow g = 63 \cdot 0,77 = 48,51$$

$$\frac{10}{100} = \frac{48,51}{x} \Rightarrow x = \frac{48,51 \cdot 100}{10} = 485,1 \text{ g}$$

$$\rho = 1,05 \text{ g/cm}^3 = 1,05 \text{ g/L} \Rightarrow L = \frac{485,1}{1,05 \cdot 10^3} = 0,462 \text{ L}$$

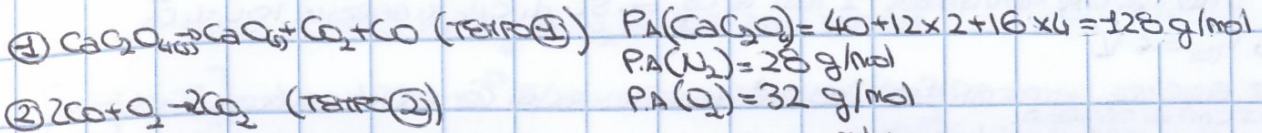
QUANTI CM CUBI SONO IN UN LITRO? 1000 QUANDO PARLAMO PER MILI...

IN UN RECIPIENTE DA 6 L USANDO PRESSI 2L di O₂ A 3 atm, 0,6 L di CO₂ A 5 atm E 1,8 L di N₂ A 5 atm. QUAL È LA PRESSIONE DENTRO IL RECIPIENTE?

GAS	INIZIO	FINE
O ₂	2L, 3atm	EL P=? → P _{O₂} = 2/3 = 1 atm
CO ₂	0,6L, 5atm	EL P=? → P _{CO₂} = 0,6/5 = 0,12 atm
N ₂	1,8L, 5atm	EL P=? → P _{N₂} = 1,8/5 = 0,36 atm

SECONDO LA LEGGE DI DALTON CHE P_{TOT} = Σ P_i
P_{TOT} = 3 atm

IN UN RECIPIENTE VOTO DA 100 L A 950°C INTRODUCA 200g di OSSALATO DI CALCIO, 100g di O₂ E 50g di N₂. TRASCURANDO IL VOLUME DEI SOLI CALCOLARE LA PRESSIONE FINALE SAPPENDO CHE TUTTO IL SALE SI DECOMPARA: CaC₂O₄(s) → CaO + CO₂ + CO
SAPENDO INOLTRE CHE TUTTO IL CO REAGISCE POI CORRETTAMENTE SECONDO LA REAZIONE: CO + 1/2 O₂ → CO₂



mol_{CaC₂O₄} = 200/128 = 1,56 mol ; mol_{O₂} = 100/32 = 3,125 mol ; mol_{N₂} = 50/28 = 1,786 mol

	CaC ₂ O ₄	O ₂	N ₂	CaO	CO ₂	CO	REGOLA CONSERVANDO P _{TOT} = n _{TOT} RT / V _{TOT}
INIZIO	1,56	3,125	1,786	0	0	0	
FINALE ① (COALIBRO)	1,56 - x	3,125	1,786	x	x	x	DATO CHE IL SALE SI DECOMPARA COMPLETAMENTE x = 1,56 (NOTO BENE O ₂ E N ₂ NON REAGISCONO)
EQUILIBRIO	0	3,125	1,786	1,56	1,56	1,56	
FINALE ②	0	3,125 - x	1,786	1,56	1,56 + x	1,56 - x	DATO CHE TUTTO CO REAGISCE PER FORMARE CO ₂ INIZIATE AD EQUILIBRIO x = 1,56. BILANCIANDO LA REAZIONE.
EQUILIBRIO	0	2,34	1,786	0	3,12	0	CO + 1/2 O ₂ → CO ₂ SOLO PER IL DED. DI CO USATE CONSERVANDO O ₂

mol_{TOT} = 2,34 + 1,786 + 3,12 = 7,25 mol ⇒ P_{TOT} = 7,25 · 0,082 · (950 + 273,15) = 7,27 atm

DOMANDA:

QUALE GAS ALL'INIZIO HA UNA DENSITA' RELATIVA PARI A 1,526? P_{RELATIVO} = P_{AEREA} / P_{STANDARD} = M_A / M_B
 PA = M_A / M_{B} = 1,526 ⇒ M_B = M_{A} · 1,526 = 28,96 · 1,526 = 44,19 u → QUESTO È IL GAS PIÙ PESANTE, CALCOLO GLI ALTRI}}

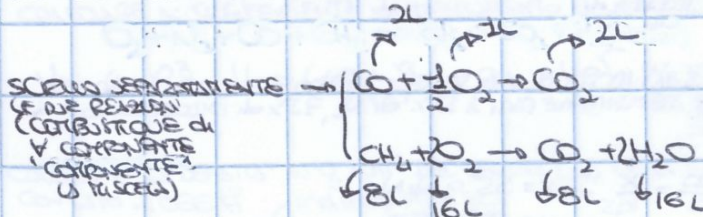
- ① METANO → M_M = 12 + 4 = 16 g/mol
- ② OSSALATO DI CARBONIO → M_M = 12 + 16 = 28 g/mol
- ③ FLUORO → M_M = 19 · 2 = 38 g/mol
- ④ ACQUA
- ⑤ OSSALATO DI CARBONIO → M_M = 12 + 16 · 2 = 44 g/mol ← È IL BROSINO DI CARBONIO!

CALCOLARE DENSITA' IN g/L A 25°C ALLA P = 315 mmHg DI UNA MISCELA GASSOSA CON COMPOSIZIONE

MISCELA:
 20% H₂ } M_MH₂ = 2 g/mol
 60% N₂ } M_MN₂ = 28 g/mol
 20% CO } M_MCO = 12 + 16 = 28 g/mol
 ⇒ M_MMISCELA = 2 · 0,20 + 28 · 0,60 + 28 · 0,20 = 22,8 g/mol
 ⇒ P_V = nRT ⇒ P = (n/V) · RT ⇒ P = P_{MISCELA} · RT = 22,8 · (315/760) / (0,082 · (25 + 273,15)) = 0,22 g/L}

COMBUSTIONE:

CALCOLARE IL QUANTO DI TUTTI I PROPRI GAS (L'AREE NOSTRO E NOSTRO CARBONIO) OTTENUTI DALLA COMBUSTIONE NE CONDIZIONI DI UN RECIPIENTE 20% DI CO E 80% DI CH₄. SAPPENDO CHE TUTTI I GAS SI TROVANO AD UNO STESSO TEMPERATURA E PRESSIONE.



V(CO) = 10 · 0,20 = 2 L
 V(CH₄) = 10 · 0,80 = 8 L
 DALLA REAZIONE VEDIAMO CHE 1 MOLE DI CH₄ CONSUMANDO 2 MOLE DI O₂ DA 1 MOLE DI CO₂
 QUANTO CH₄ → 8L DI CO₂

PV = nRT
 V_{CO₂} = 10 L } 26 L
 V_{H₂O} = 16 L

$M.M. N_2 = 14 \times 2 = 28 \text{ g/mol}$; $M.M. H_2 = 2 \text{ g/mol}$; $M.M. CO = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$
 $mol N_2 = \frac{55}{28} = 1,96 \text{ mol}$; $mol H_2 = \frac{15}{2} = 7,5 \text{ mol}$; $mol CO = \frac{30}{28} = 1,07 \text{ g/mol}$
 $mol_{tot} = 1,96 + 7,5 + 1,07 = 10,53 \text{ mol}$
 $X_{H_2} = \frac{7,5}{10,53} = 0,71$; $P_{tot} = n_{tot} \cdot 0,082 \cdot (273,15 + 20) = 8,44 \text{ atm}$
 $P_{H_2} = 8,44 \cdot 0,71 = 5,99 \text{ atm} \approx 6 \text{ atm}$

ENERGIA CINETICA

CALCOLARE L'ENERGIA CINETICA di 16 g di O_2 IN CONDIZIONI NORMALI

$[k = \frac{3}{2} k_B T]$ $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ NEL VORTICE CASO $k = \frac{3}{2} RT$
ENERGIA CINETICA PER UNA MOLECOLA ENERGIA CINETICA PER UNA MOLE

$k = \frac{3}{2} \cdot 8,314 \cdot (273,15) = 3406,45 \text{ (PER 1 MOLE)}$

NEL VORTICE CASO NO: $mol = \frac{16}{32} = 0,5 \text{ mol}$, QUINDI $k = 0,5 \cdot 3406,45 = 1703,22 \text{ J}$

CALCOLARE L'ENERGIA CINETICA PER UNA MOLE DI GAS PERFETTO A 25°C.

$k = \frac{3}{2} (8,314)(25 + 273,15) = 3718,22 \text{ J}$

DENSITA' DEI SOLIDI

QUANTI ATOMI GOLD CONTIENE IN 1 CELLA CUBICA CENTRATA DEL FERRO QUANTO A FORZE CENTRIFUGHE

NOTA BENE:	NUMERO ATOMI PER CELLA CUBICA CENTRATA	COEFF. di IMPACCIAMENTO = $\frac{V_{VOLTE ATOMO}}{V_{VOLTE CELLA}} = c.i.$	VOLUME ATOMO = $(\frac{VOLUME}{SPERZA}) \times (\text{NUMERO ATOMI})$
CUBICO PRATARIO (CP)	1	0%	VOLUME CELLA = d^3 (Vc) PER C.P. $d = 2R \Rightarrow V_c = (2R)^3$ PER C.C.C. $d = 4R/\sqrt{3} \Rightarrow V_c = (4R/\sqrt{3})^3$ PER C.F.C. $d = 4R/\sqrt{2} \Rightarrow V_c = (4R/\sqrt{2})^3$
CUBICO CORPO CENTRATO (CCC)	2	68%	
CUBICO FACCE CENTRATE (CFC)	4	74%	
ESAGONALE CENTRATO	6	74%	

DA QUESTO SCHEMA, POSSO DIRE CHE GLI ATOMI SONO 4.

QUALE DELLE SEGUENTI AFFERMAZIONI RELATIVE AL DUCIO CUBICO CENTRATO E' CORRETTA?

IL DUCIO, COTE IL DISTANTE E IL GERZANO LO TROVATO DI CELLA CUBICA A FACCE CENTRATE (CFC) CON 4 INTERAZIONI TETRAEDRICHE OCCUPATI (QUINDI GLI ANGOLI DI LEGATE SONO 79,5°, HA 8 ATOMI PER CELLA E HA DISTANZA Si-Si < DELLA PRIMA DELLA CELLA)
 QUINDI LA RISPOSTA E': HA CELLA CUBICA CENTRATA CUBICA DI LATO 542 pm E DISTANZA Si-Si DI 242 pm. (ARRIVATO A RISPOSTA PER ESCLUSIONE)

QUALE E' LA SIMMETRIA DI UNA CELLA CUBICA CENTRATA DI SI E QUANTI ATOMI CONTIENE? SIMMETRIA CUBICA, 8 ATOMI

CALCOLARE IL COEFFICIENTE DI IMPACCIAMENTO DI UNA STRUTTURA CCC DI SFERE DELLO STESSO TIPO

$V_p = \frac{4}{3} \pi R^3$ $V_c = (4R/\sqrt{3})^3$ $c.i. = \frac{V_p \cdot n}{V_c} = \frac{4/3 \pi R^3 \cdot 2}{(4R/\sqrt{3})^3} = 0,68 \Rightarrow 68\%$

CALCOLARE LA DENSITA' IN g/cm³ DEL FERRO CON CELLA CUBICA CENTRATA CUBICA A CORPO CENTRATO (C.C.C.) CON LATO 2,866 Å

$\rho = \frac{m}{V}$ $\Rightarrow \rho = \frac{n \cdot M}{V_c}$
 $\rho = \frac{2 \cdot 55,85}{(2,866 \cdot 10^{-8})^3} = 7,876 \text{ g/cm}^3$

CONCENTRAZIONE DI SOLUZIONI E MOLARITÀ

CALCOLARE LA PERCENTUALE IN PESO DI AMMONIACO IN UNA SOLUZIONE AGLI ALCALI DOVE LA FRAZIONE MOLARE DI NH₃ È 0,16.

$$X_{NH_3} = \frac{\text{Moli di } NH_3}{\text{Moli di } NH_3 + \text{Moli di } H_2O} \Rightarrow 0,16 = \frac{\text{moli di } NH_3}{100} \Rightarrow \text{moli di } NH_3 = 16$$

CONSIDERANDO 100 MOLE TOT

$$\text{moli di } H_2O = 100 - 16 = 84$$

$$\Rightarrow \text{PERCENTUALE IN PESO} = \frac{\text{gr soluto}}{\text{gr tot}} = \frac{16 \times 17}{84 \times 18 + 16 \times 17}$$

gr = moli · M.M.

$$\text{MOLARITÀ} = \frac{\text{Moli di soluto}}{1 \text{ kg di solvente}}$$

$$\text{MOLARITÀ} = \frac{\text{Moli di soluto}}{\text{Litri di soluzione}}$$

CALCOLARE LA MOLARITÀ DI UNA SOLUZIONE DI NH₃ CON FRAZIONE MOLARE DI SOLU. = 0,213.

$$m = \frac{\text{Moli di soluto}}{1 \text{ kg di solvente}} \quad M.M._{NH_3} = 17 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ kg di } H_2O = (0,787 \times 18) = 14,166 \text{ g}$$

$$\frac{0,213}{0,213 + 0,787} = \frac{0,213}{1}$$

FRAZIONE MOLARE DI UNA SOLU.

FRAZIONE MOLARE DI UNA SOLU.

$$\text{MOLARITÀ} = \frac{0,213}{14,166} = 0,015 \text{ mol/g}$$

MASSA MOLARE DI SOLU. = 17

DATO CHE, IN 1 kg di solvente CI SONNO 1000 g ⇒ MOLARITÀ LA MOLARITÀ PER 1000 ⇒

$$m = 15 \text{ mol/g}$$

CALCOLARE LA MOLARITÀ DI UNA SOLUZIONE DI H₂SO₄ AL 44% IN PESO E UNA DENSITÀ DI 1,3386 g/mL

$$M = \frac{\text{Moli di soluto}}{1 \text{ L di soluzione}} \quad M.M._{H_2SO_4} = 2 + 32 + 16 \times 4 = 98 \text{ g/mol}$$

CONSIDERANDO 100 g di soluzione ⇒ 44 g H₂SO₄ ⇒ moli di H₂SO₄ = $\frac{44}{98} = 0,45 \text{ mol}$

g H₂O = 56 g

$$V_{H_2O} = \frac{100 \text{ g}}{1,3386 \text{ g/mL}} = 74,72 \text{ mL}$$

$$M = \frac{0,45}{0,07472} = 6,02 \cdot 10^{-3} = 6,02 \cdot 10^{-3} \cdot 1000 = 6,02 \text{ M} \approx 6 \text{ M}$$

MOLARITÀ PER 1 mL DI SOLUZIONE. DATO CHE IN 1 L = 1000 mL, MOLARITÀ PER MILLE

TENSIONE DI VAPORE DI SOLUZIONI

IN UN RECIPIENTE DA 10 L CONTIENE ACQUA PURA A 600 °C E 1 atm. IL RECIPIENTE VIENE RAFFREDDATO A 25 °C TEMPERATURA ALLA QUALE LA TENSIONE DI VAPORE DELL'ACQUA È 23,756 mmHg. CALCOLARE LA QUANTITÀ DI ACQUA PASSATA ALLO STATO LIQUIDO.

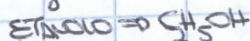
$$PV = nRT \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{1 \cdot 10}{0,082(600 + 273,15)} = 0,14 \text{ mol}$$

A 25 °C UNO LA TENSIONE DI VAPORE COTE P.

$$PV = nRT \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{10 \cdot 23,756}{0,082(25 + 273,15)} = 0,013 \text{ mol}$$

$$\Delta n = 0,14 - 0,013 = 0,127 \text{ mol} \Rightarrow g = 0,127 \cdot 18 = 2,29 \approx 2,3 \text{ g}$$

QUAL È LA TENSIONE DI VAPORE DI UNA SOLUZIONE DI ETANOL (46 g) IN H₂O (162 g) SE LE TENSIONI DEI COMPONENTI PURI ALLA STESSA TEMPERATURA SONNO RISPETTIVAMENTE 610 mmHg E 180 mmHg.



APPLICO LEGGE DI RAULT ⇒ P_{A+B} = P_{A0} · X_A + P_{B0} · X_B

M.M._(H₂O) = 18 g/mol → n_A = 162 g / 18 g/mol = 9 mol

M.M._(C₂H₅OH) = 12 × 2 + 6 + 16 = 46 g/mol → n_B = 46 / 46 = 1 mol

X_A = $\frac{9}{10} = 0,9$

Calcolare il grado di dissociazione di 10 di elettrolita debole binario ($\alpha = 90$) sciolto in 150 mL di H_2O sapendo che la densità è di $1,00 \text{ g/mL}$ e inizia a congelare a $-0,147^\circ\text{C}$ (per H_2O , $K_f = 1,86 \text{ K}\cdot\text{kg/mol}$)



Da 1 mole otteniamo 2 moli di particelle, quindi, dato che è una dissociazione non totale usiamo il coeff. di Van't Hoff:

$$i = 1 + \alpha(Z-1) = 1 + \alpha \Rightarrow \text{considerando } \frac{1}{30} = 0,033 \text{ mol di AB}$$

↑
particelle in soluzione (30 moli)

$$m_b = \frac{\text{Moli soluto}}{K_f \text{ solvente}} = \frac{0,033}{1,86} = 0,0177 \text{ mol/kg}$$

↑
Molalità per 1g

$$\Delta T_c = m_b K_f i \Rightarrow i = \frac{\Delta T_c}{\text{Opr.} \cdot 1,86} = 1,068 \Rightarrow \alpha = (i-1) = 1,068 - 1 = 0,068$$

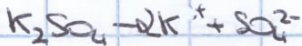
PRESSIONE OSMOTICA

Calcolare la pressione osmotica a 25°C di 5 L di una soluzione acquosa ottenuta da 6,0 kg di glucosio ($C_6H_{12}O_6$).

$$M.M.C_6H_{12}O_6 = 12 \times 6 + 16 \times 6 + 1 \times 12 = 180 \text{ g/mol} \Rightarrow n = \frac{6000}{180} = 33,33 \text{ mol}$$

$$\Pi V = nRT \Rightarrow \Pi = \frac{nRT}{V} = \frac{33,33 \cdot (25 + 273,15) \cdot 8,314}{5} = 151,26 \text{ atm}$$

Calcolare il grado di dissociazione di K_2SO_4 in una soluzione acquosa a 25°C che ha una pressione osmotica di 7,1 atm.



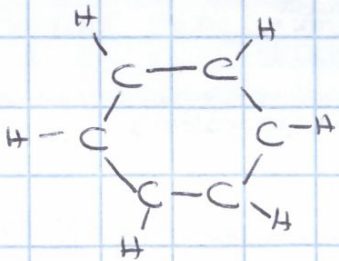
$$3 \text{ particelle dissociate} \Rightarrow Z = 3 \Rightarrow i = 1 + 2\alpha$$

$$\Pi V = nRT i \Rightarrow \Pi = \frac{nRT i}{V} \Rightarrow i = \frac{\Pi}{\frac{nRT}{V}} = \frac{7,1}{0,1068} = 66,5$$

$$= 66,5 \Rightarrow \alpha = \frac{i-1}{2} = \frac{66,5-1}{2} = 32,7$$

CHIMICA ORGANICA

Scrivere la formula di struttura del cicloalcano con 6 atomi di carbonio e esprimere il valore dell'angolo C-C-C.

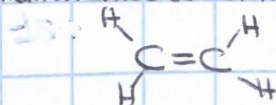


C_6H_{12} (angolo tra 3 C è di $109,5^\circ$)
(perché è un'ibridazione sp^3 tra i C)

Viene rappresentato in modo planare, ma il cicloalcano può essere:

- 1) sedia
- 2) a twist
- 3) a barca.

Indicare la configurazione elettronica del carbonio nell'etene.



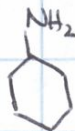
PER FORMARE L'IBRIDAZIONE sp^2 (QUESTA PER IL DOBBO LEGANTE)

$$3e^- \text{ in } sp^2 + 1e^- \text{ in } p_z$$

PERCHÉ
 $C = [He] 2s^2 2p^2$
 (NEL SUO STATO FONDAMENTALE)
 →
 NELLO STATO ECCITATO
 $C = [He] sp^2 p$
 →
 $3e^-$ in

COME PUÒ ESSERE CLASSIFICATO L'AMMIO?

- 1) AMMIO
- 2) AMMIO AROMATICO
- 3) AMMIO SECONDARIO
- 4) AMMIO TERZIARIO
- 5) AMMIO SECONDARIO



AMMIO = AMMIO AROMATICO

COME PUÒ ESSERE CLASSIFICATO UN SAPONE?

IL SAPONE È GENERALMENTE UN SALE DI POTASSIO O DI SODIO DI UN ACIDO CARBOSSILICO ALCIFICO A LUNGA CATENA, USATO PER SOLGGERE LE IMPIEGHE GRASSE NEL PROCESSO DI PULIZIA

SI PREPARA PER IDROLISI ALCOLICA DI GRASSI VEGETALI O ANIMALI CHE PORTA ALLA FORMAZIONE DEL SALE CARBOSSILICO.

- 1) SALE DI UN ACIDO CARBOSSILICO
- 2) SALE DI UN ACIDO CARBOSSILICO A CATENA LUNGA
- 3) ACIDO CARBOSSILICO
- 4) ESTERE
- 5) Glicerolo

QUALE TRA I SEGUENTI COMPOSTI HA SEMPLICE CARATTERE BASICO?

- 1) ETILAMMIO ← LE AMMINE SONO TUTTE BASI DI LEWIS IN QUANTO ALL'AZOTO È PRESENTE UN PAIETTO ELETTRONICO CHE PUÒ REAGIRE FACILMENTE, QUESTI SONO ACIDI.
- 2) FENOLO
- 3) BENZALDEIDE
- 4) Glicerolo
- 5) ACIDO FOSFICO ← LO POCO È COME DICE IL NOME È ACIDO

QUALE TRA I SEGUENTI COMPOSTI CONTIENE UN GRUPPO METILICO?

- 1) TOLUENE ←
- 2) TRINITROBENZENE
- 3) CICLOESANO
- 4) ACETILONE
- 5) ACIDO FOSFICO

QUALE TRA I SEGUENTI COMPOSTI PRESENTA UN MOMENTO DI DIPOLLO? (UNA MOLECOLA HA MOMENTO DI DIPOLLO QUANDO PRESENTA UNA ASIMMETRIA, CIOÈ E⁻ POLARE) CENTRI CARICHE NEGATIVE E CENTRI CARICHE POSITIVE

- 1) ACETILONE → $\text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$ LINEARE
- 2) CLOROMETANO → $\text{H}-\text{C}-\text{Cl}$
- 3) TRANS 1,2-DICLOROETILONE → $\text{Cl}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$ TRIGONALE
- 4) DICLOROETANO → $\text{Cl}-\text{C}-\text{C}-\text{H}$ LINEARE
- 5) ANIDRIDE CARBONICA → $\text{O}=\text{C}-\text{O}$ LINEARE

QUALE TRA I SEGUENTI COMPOSTI ORGANICI FORMA LEGAMI IDROGENO?

- 1) METANO
- 2) METILAMMIO ←
- 3) ACETONE
- 4) ACETILONE
- 5) BENZENE

Calcolare l'entropia standard di reazione e l'energia standard di reazione dell'equilibrio



$\Delta H_f^\circ = 0$ $-393,5 = \Delta H_f^\circ$ $\Delta H_f^\circ = -110,5$ $\Rightarrow \Delta H_r^\circ = 2 \times -110,5 + 393,5 = -172,5 \text{ kJ}$ (Entropia standard di reazione)

$\Delta U_r^\circ = \Delta H_r^\circ - \Delta n RT = -172,5 - (2-1) \cdot 8,314 \cdot (25 + 273,15) = -170,021 \text{ J} = -170 \text{ kJ}$
(Energia standard di reazione)

ATTENZIONE! $\Delta U_r^\circ = \Delta H_r^\circ - \Delta n RT$ (Energia standard di reazione)
 $\Delta U_f^\circ = \Delta H_f^\circ - \Delta n RT$ (Energia standard di formazione)

INOLTRE IN TERMOCHIMICA UN SENZA LE CONDIZIONI STANDARD ($25^\circ C$ e 1 atm)
PER CUI $V = 22,414 \text{ L/mol}$ (RICORDARSI NEGLI ESERCIZI)

A QUERIR DOVE CONDIZIONI NORMALI ($0^\circ C$ e 1 atm)

IMPORTANTE CONVERSIONE CALORIA A J $\Rightarrow 1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$ (C PICCOLO)
 $1 \text{ Cal} = 4186 \text{ J}$ (C GRANDE)

CALCOLORE L'ENTALPIA DI FORMAZIONE STANDARD DI UN CERTO COMPOSTO SAPPENDO CHE BRUCIANDO NE 2 MOLI IN CONDIZIONI STANDARD CON 108 g di $H_2O(l)$ E 176 g di $CO_2(g)$ SI SVILUPPANO 653000 Calorie .

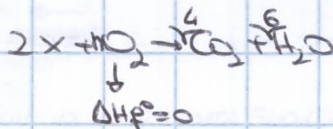
$1 \text{ cal} = 4,186 \Rightarrow 653000 \text{ cal} = 2733458 \text{ J}$

CALCOLO IN ANZITUTTO LE MOLI:

M.T. $H_2O = 18 \text{ g/mol}$ M.T. $CO_2 = 12 + 16 \times 2 = 44 \text{ g/mol}$

moli $H_2O = \frac{108}{18} = 6 \text{ mol}$ moli $CO_2 = \frac{176}{44} = 4 \text{ mol}$

SCALO LA REAZIONE IMPIANO CHE X = COMPOSTO



$-2\Delta H_{f,x}^\circ + (4x - 393,5) + (6x - 285,8) = -2733,46 \text{ kJ}$
 $\Rightarrow -2\Delta H_{f,x}^\circ = 554,14 \Rightarrow \Delta H_{f,x}^\circ = -277,07 \text{ kJ}$

EQUILIBRI CHIMICI

A $700^\circ C$ LA KP DI $FeO(s) + H_2(g) \rightleftharpoons Fe(s) + H_2O(g)$ VALE $0,758$. CALCOLORE IL RAPPORTO MOLARE H_2O/H_2 ALL'EQUILIBRIO, SAPENDO CHE ALLA PRESSIONE COSTANTE DI 1 atm LA PERCENTUALE INIZIALE IN CARTE DI H_2 NELLA FASE GASSOSA E 71% .

NOTA BENE: $\frac{\text{moli } H_2O}{\text{moli } H_2} = K_{eq}$ (IL RAPPORTO MOLARE E' IN QUANTO LE Q DEI REAGENTI, LA QUANTITA' CHE A T COST)
DATO CHE $\Delta n = 0 \Rightarrow K_p = K_c = K$

A $40^\circ C$ LA KP DELLA REAZIONE TRAGAS $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ VALE $0,66 \text{ atm}$.

CALCOLORE IL GRADO DI AVANZAMENTO DI NO_2 A $40^\circ C$ E ALLA PRESSIONE TOTALE DI $0,495 \text{ atm}$.

$K_p = \frac{P(NO_2)^2}{P(N_2O_4)}$ 1° PASSO: CALCOLO $\Delta n = 2 - 1 = 1$ (ELABORAZIONE DI MOLI GASSOSE)
2° PASSO: FACILITA' TRAVAGNARE

	N_2O_4	NO_2	TOTALE MOLI GASSOSE
INIZIO	no	0	no
FINALE	$no - n\alpha$	$n\alpha$	$no - n\alpha$

COEFF. STECHEOMETR. DOVUTA A NO_2
PERO' $n\alpha = \alpha \cdot no$ QUINDI SOTTILINATO

$K = \frac{[X_{NO_2}]^2}{[X_{N_2O_4}]}$ $\frac{(2\alpha \cdot no)^2}{(no - \alpha \cdot no)} = \frac{(2\alpha)^2}{(1-\alpha)} = \frac{4\alpha}{(1-\alpha)} \cdot \frac{1}{(1-\alpha)} \Rightarrow \frac{4\alpha}{1-\alpha^2} = 1,33$

PERO' $K_p = K_c \cdot P^{\Delta n} \Rightarrow 0,66 = K_c \cdot 0,495 \Rightarrow K_c = \frac{0,66}{0,495} = 1,33$
 $\frac{4\alpha}{1-\alpha^2} = 1,33$

$\Rightarrow 0,66\alpha^2 + 1,98\alpha - 0,66 = 0 \Rightarrow \alpha = \frac{-1,98 \pm \sqrt{1,98^2 + 4(0,66)}}{2 \cdot 0,66} = 0,335 \Rightarrow \alpha \text{ USATO PER IL Q.S}$

ACIDI E BASI

SECONDO ARRHENIUS \Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \text{ACIDA} \rightarrow \text{LIBERA } H^+ \text{ DURANTE DISSOLUZIONE} \\ \text{BASI} \rightarrow \text{LIBERA } OH^- \text{ DURANTE DISSOLUZIONE} \end{array} \right.$

SECONDO BRONSTED-LOWRY \Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \text{ACIDA} \Rightarrow \text{SOSTANZE IN GRADO DI CEDERE } H^+ \\ \text{BASI} \Rightarrow \text{SOSTANZE IN GRADO DI ACQUISTARE } H^+ \end{array} \right.$

SECONDO LEWIS \Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \text{ACIDA ACCETTA PAIARE ELETTRON} \\ \text{BASE DONA PAIARE ELETTRON} \end{array} \right.$



H^+ INSTABILE \rightarrow REAGISCE CON $H_2O \rightarrow H_3O^+$

REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE \rightarrow ACIDA E Basi SI NEUTRALIZZANO PERCHE' HANNO STESSO NUMERO STECHIOMETRICO

Esercizio. $HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$
 SE HO 3 MOL di HCl, QUANTE MOL di NaOH DEVO AGERE PER NEUTRALIZZAZIONE?
 (3 mol)

$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$ $pH = -\log_{10} [H^+]$ oppure $pH = -\log [H_3O^+]$

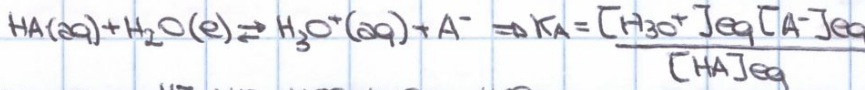
$pH < 7$ ACIDA $pK = pH + pOH = 14$
 $pH = 7$ NEUTRA
 $pH > 7$ BASICA

LA CONCENTRAZIONE di $[H_3O^+]$ IN UN CAMPIONE DI VINO E' $2.0 \cdot 10^{-4} M$. CALCOLARE pH e $[OH^-]$ DEL VINO.

$[H_3O^+] = 2.0 \cdot 10^{-4} M \Rightarrow pH = -\log_{10} [H_3O^+] = 3.69897 \approx 3.70$

$pOH = 14 - 3.7 = 10.3 \Rightarrow pOH = -\log_{10} [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-10.3} = 5.01 \cdot 10^{-11}$
 (SHIFT-LOG)

ACIDI:



\uparrow IN H_2O SI PASSANO I CONCENTRI
 $K_A > 1 \rightarrow$ ACIDO FORTE (PER AGERE ACIDO FORTE $K_A > 1$)
 $K_A < 1 \rightarrow$ ACIDO DEBILE

ACIDA FORTE: HI, HBr, HCl, $HClO_4$, $HClO_3$, H_2SO_4 , HNO_3

ACIDO DEBILE: ACIDO ACETICO CH_3COOH

$K_B = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]} \rightarrow K_w = K_A K_B$

L'ACETO COMMERCIALE E' UNA SOLUZIONE ACQUOSA AL 6% IN PESO DI ACIDO ACETICO. SE LA DENSITA' DELL'ACETO E' $1.05 g/cm^3$, CALCOLARE IL VOLUME DI QUESTA SOLUZIONE 2M di 100 ml di VINO NECESSARIO PER NEUTRALIZZARE 100 ML di ACETO.



$1 cm^3 \rightarrow 100 mL \Rightarrow g_{aceto} = 1.05 \cdot 100 = 105 g$

L'ACETO COMMERCIALE $\Rightarrow 1.0 \cdot 0.06 = 6.6 g$

M.M. $CH_3COOH = 12 \cdot 2 + 16 \cdot 2 + 4 = 60 g/mol$

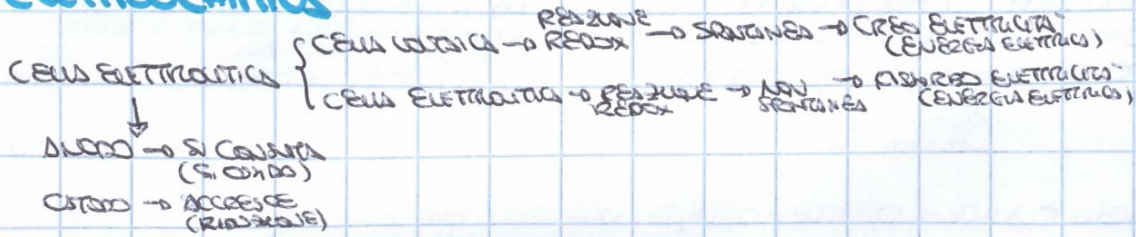
$\Rightarrow g_{CH_3COOH} = \frac{6.6}{60} = 0.11 mol \rightarrow$ PER NEUTRALIZZARE 0.11 mol di CH_3COOH QUANTI LITRI di NaOH HO BISOGNO?

PER 1 LITRO di SOLUZIONE NECESSARIA QUANTITA' $n = 2 mol$

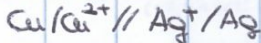
QUANTO $\frac{2 mol}{1 litro} = \frac{0.11}{L} \Rightarrow L = 0.055 L$

$$Q = 164 = \frac{n_d}{n_0} = \frac{n_d}{0,25} \Rightarrow n_d = 0,0205$$

ELETTROCHIMICA

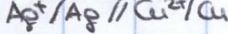


NEW CELL VOLTICA



PRIMA ANODO (OSSIDAZIONE) DDO CATODO (RIDUZIONE)

NEW CELL ELETTROLITICA



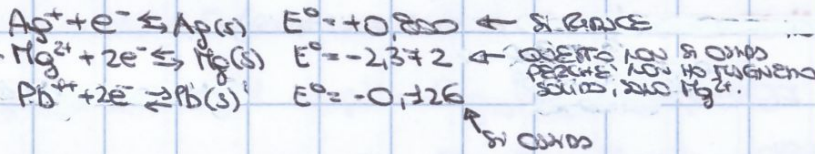
PRIMA CATODO DDO ANODO

LE SEZIE ELETTROCHIMICHE (NEL CUORO DELLA REAZIONE)

$$T = 25^\circ\text{C}; p = 1 \text{ atm}; [] = 1 \text{ M}$$

NOTE: TRA LE DUE SEZIE (CHE CONTINGONO) QUELLO CON POTENZIALE PIÙ ALTO È QUELLO CHE SI RIDUCE.

UNA BORBETTA DI Pb È IMMERSA IN UNA SOLUZIONE CONTINENTE IONI Ag^+ E Mg^{2+} . CHE COSA ACCADE?



LEGGE di FARADAY

AL PASSAGGIO di UNA MOLE di ELETTRONI, LA CELLA LIBERA IN GRANTO ESCLUSIVAMENTE 1 SOSTANZA di CASCUN ELEMENTO.

IN UNA CELLA VOLTICA $\text{Cu/Cu}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$ PASSA CORRENTE 0,5 A PER 101 MIN. CALCOLARE LA MASSA di RISTE PIÙ PICCOLA e QUANTITÀ di ARGENTO DEPOSITATA

$$\begin{aligned} \text{Cu} &\rightarrow 2e^- + \text{Cu}^{2+} & \Rightarrow t &= 101 \cdot 60 = 6060 \text{ s} \\ 2\text{Ag}^+ + 2e^- &\rightarrow 2\text{Ag} & i &= \frac{q}{t} \Rightarrow q = it = 0,5 \cdot 6060 = 3030 \text{ C} \end{aligned}$$

$$\frac{3030}{96500} = 0,0314 \text{ F} \quad \text{IL FARADAY È LA CARICA ELETTRICA di UNA MOLE di ELETTRONI}$$

AL PASSAGGIO di $2e^-$ → 1 MOLE di Cu PASSA IN SOLUZIONE E DUE ATOMI di Ag si DEPOSITANO AL CATODO

PER 2F di CARICA → 1 MOLE di Cu PASSA IN SOLUZIONE E DUE di Ag si DEPOSITANO AL CATODO

CALCOLO n_{Cu} E n_{Ag}

$$\frac{0,0314 \text{ F}}{2 \text{ F}} = \frac{n_{\text{Cu}}}{1} \Rightarrow n_{\text{Cu}} = 0,0157 \text{ mol (M.M.}_{\text{Cu}} = 63,546) = 0,998 \text{ g}$$

USO DO FARMACI

↑ n_{Cu} di Cu

↑ n_{Ag} di Ag

$$\frac{0,0314}{2} = \frac{n_{\text{Ag}}}{2} \Rightarrow n_{\text{Ag}} = 0,0314 \text{ mol (M.M.}_{\text{Ag}} = 107,9) = 3,388 \text{ g}$$

ELETTROLISI dell'ACQUA:

A PRESSIONE ATM. E A 25°C IN UNA CELLA ELETTROLITICA CONTINENTE UNA SOLUZIONE ACQUOSA di KOH PASSA UNA CORRENTE di 2,2 A. SAPENDO CHE IN 1000 SECONDI AGGIUNTO ELETTRICITÀ CORRISPONDENTE 2,2 C GAS, QUANTO È INTRINSECA L'ELETTROLISI?

L'ELETTROLISI di KOH MI PERMETTE di RIDURRE L'ACQUA IN H_2 E O_2