



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 862

DATA: 12/03/2014

A P P U N T I

STUDENTE: Bassignana

MATERIA: Chimica Riasunti

Prof. Ronchetti

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

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

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

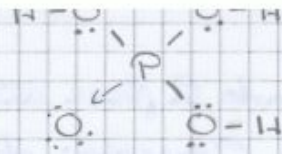
CHIMICA RIASSUNTI

1

GEOMETRIE MOLECOLARI E ORBITALI IBRIDI

	LEWIS	VSEPR	Ibridazione
HCl Acido cloridrico	$H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$	/	Cl (sp^3)
O ₃ * ozono	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$	AX ₃ 120°	O (sp^2) Trigonale planare
CO Monossido di C	$\overset{\cdot\cdot}{\overset{+}{C}} \equiv \overset{\cdot\cdot}{\overset{-}{O}}$	/	C, O (sp)
CO ₂ Anidride Carbonica	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} = C = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$	AX ₂	C (sp) Lineare planare
NO Ossido nitrico	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$	/	N, O (sp^2)
NO ₂ * Biossido di azoto	$N = O = N$	/	/
SO ₂ * Anidride solforosa*	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \leftarrow \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$ $\left[\begin{array}{c} O = S = O \\ \diagup \quad \diagdown \\ O \quad O \end{array} \right]$	AX ₃	S (sp^2) Trigonale planare
SO ₃ * A. solforica	$\begin{array}{c} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \\ \\ \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \end{array}$	AX ₃	S (sp^2)
NH ₃ Ammoniaca	$\begin{array}{c} H - N - H \\ \\ H \end{array}$	AX ₃	N (sp^3) Tetraedrica
NH ₄ ⁺ Ione ammonio	$\begin{array}{c} H - N^+ - H \\ \\ H \end{array}$	AX ₃	"

H_3PO_4 *
Acido fosforico

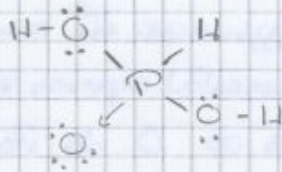


AX_4

$P (sp^3)$

(3)

H_3PO_3
Acido fosforoso



AX_4

$P (sp^3)$

• IBRIDAZIONE DEGLI ORBITALI

IBRIDAZIONE DEL CARBONIO

C ($Z=6$) allo stato fondamentale presenta configurazione elettronica [He] $2s^2 2p^2$, quindi 2 e⁻ spaiate.



Ma non esistono composti con carbonio bivalente.

Un elettrone di 2s può essere eccitato e spostato sul 2p rimasto vuoto dando così la possibilità di formare 4 legami.

Tuttavia tali legami sarebbero estremamente disomogenei perché coinvolgerebbero orbitali di energia diversa.

Invece tali legami sono (conferma sperimentali) isoenergetici ed equivalenti.

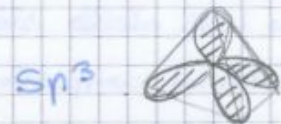
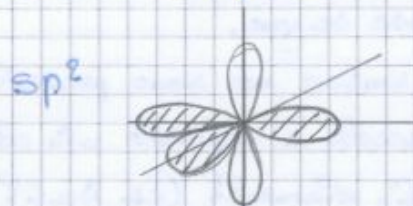
⇒ FORMAZIONE DI ORBITALI IBRIDI !!

ORBITALI IBRIDI: orbitali ottenuti dalla combinazione di orbitali atomici (s, p, d, ...) durante la formazione di un legame.

Carbonio: sp^3 4 O.A. ibridi, 0 puri

sp^2 3 " , 1 puro

sp 2 O.A. ibridi, 2 puri



...

LEGAHE COVALENTE

• TEORIA DI LEWIS:

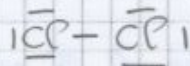
Def.: Il legame covalente è dato dalla condivisione tra due atomi di una o più coppie di elettroni (coppie elettroniche di legame) in modo che entrambi raggiungano la configurazione elettronica.

Formando il legame si ha un guadagno di energia (energia di legame) o perdita di energia di legame.

⇒ ORDINE DI LEGAME: numero di coppie di e⁻ condivise tra due atomi (tra due atomi)

Maggiore è l'ordine di legame più è grande l'energia di legame e più sono vicini i due elementi.

⇒ Rappresentazione secondo Lewis:



⇒ LEGAHE DERIVO: un elemento "dona" una coppia di e⁻ all'altro che ha un orbitale vuoto.

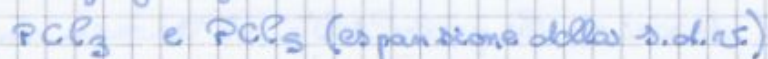
• ECCEZIONI ALLA REGOLA DELL'OTTETTO

- Il Boro (B) anche promuovendo un e⁻ dal 2s al 2p ha 3 e⁻ spaiati si circondano quindi al max di 6 e⁻, es. BF₃ ha grande reattività perché accetta una coppia di e⁻ (ammoniac e ioni fluoruro).

• ESPANSIONE DELLA SFERA DI VALENZA:

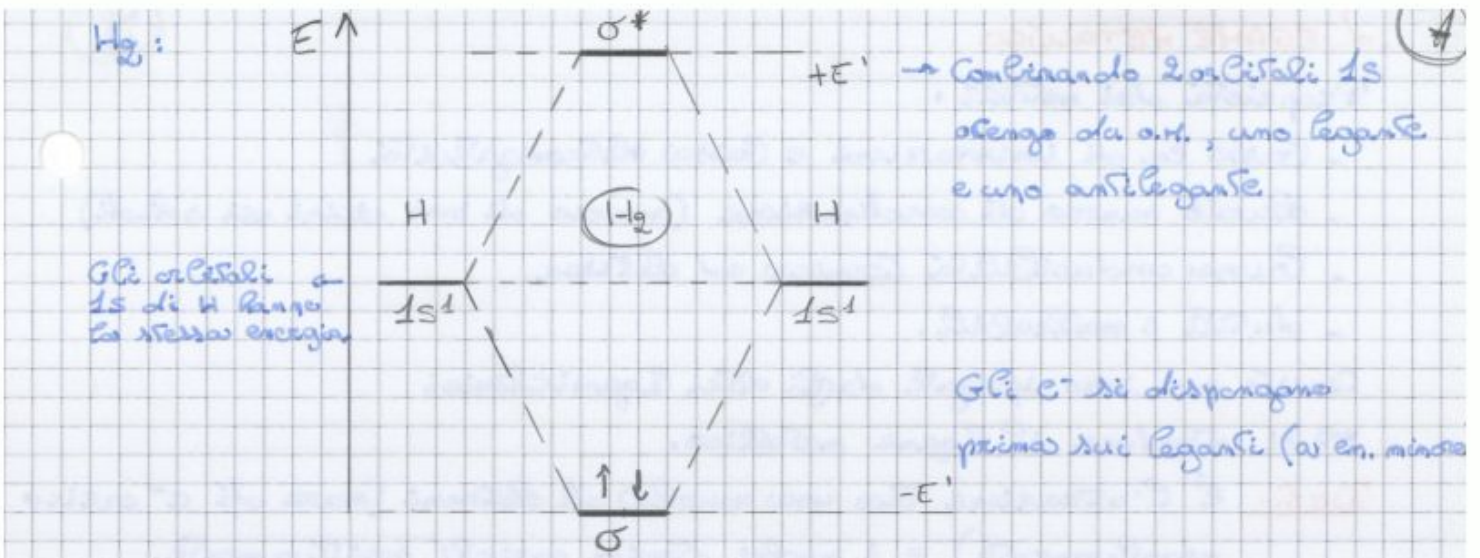
Dal terzo periodo in poi (n=3) abbiamo anche gli orbitali d (molto vicini energeticamente ai 3p e 3s) perciò si promuovono e⁻ con facilità fino ai d per formare più legami, anche se si circondano di più di 8 e⁻.

Es.: • Il fosforo forma 2 derivati:



- Lo zolfo forma 4 o 6 legami nei suoi stati eccitati (ibridi sp³ e sp³d²)

- Molecole che hanno numero dispari di e⁻ di valenza non seguono la regola dell'ottetto, es. NO: $\cdot\ddot{\text{N}} = \ddot{\text{O}}\cdot$ (ossido di N)
Queste sono molecole paramagnetiche e sono dette radicaliche.



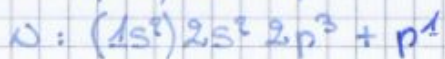
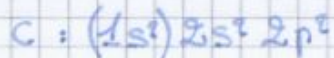
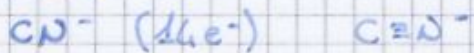
⇒ ORDINE di LEGAME (L): è lo stesso valore della VBT ma concettualmente è diverso.

$$L = \frac{(e^- \text{ leganti}) - (e^- \text{ antileganti})}{2}$$

⇒ REGOLE:

- Lungo un periodo all'aumentare di Z diminuisce l'en. degli O.A. (es.: $E(C\ 1s) > E(O\ 1s)$)
- Per molecole eteronucleari:
 - ↳ O.A. legante spostato verso l'atomo più elettronegativo.
 - ↳ O.A. antilegante verso l'atomo meno elettronegativo.

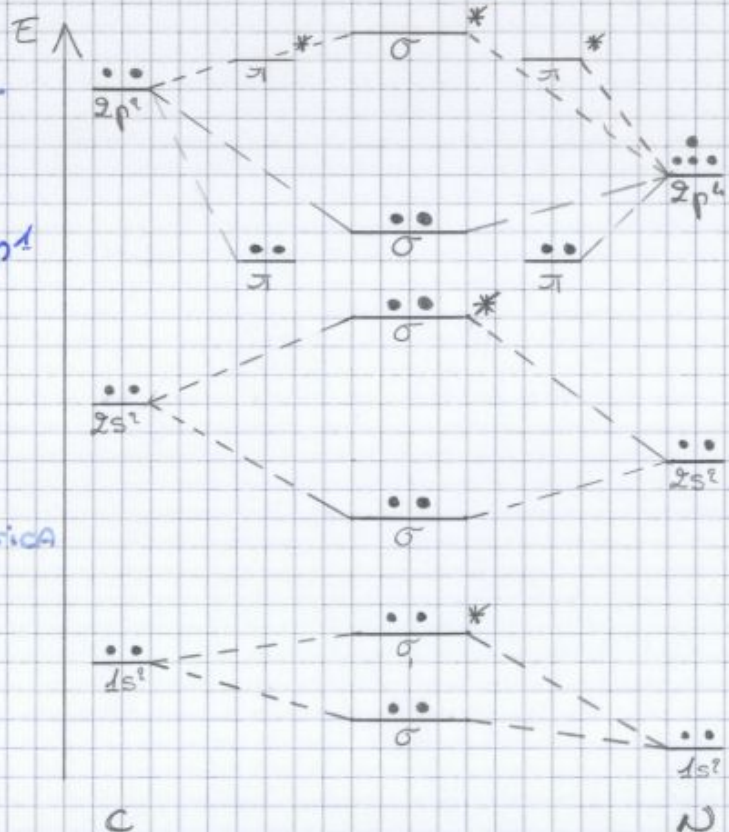
ES.1



$$L = \frac{4 - 4^*}{2} = 3$$

Non ci sono e^- spaiati

→ MOLECOLA DIAMAGNETICA



9

NOMENCLATURA

OSSIACIDI

H_2CO_3	(C: +4)	Acido carbonico
HNO_2	(N: +3)	Acido nitroso
HNO_3	(N: +5)	Acido nitrico
H_2SO_3	(S: +4)	" solforoso
H_2SO_4	(S: +6)	" solforico
$HClO$	(Cl: +1)	" ipocloroso
$HClO_2$	(Cl: +3)	" cloroso
$HClO_3$	(Cl: +5)	" clorico
$HClO_4$	(Cl: +7)	" perclorico
H_3BO_3	(B: +3)	" borico
H_3PO_4	(P: +5)	" fosforico
$H_2Cr_2O_4$	(Cr: +6)	" cromatico
$H_2Cr_2O_7$	"	" dicromico
H_2MnO_4	(Mn: +6)	" manganico
$HMnO_4$	(Mn: +7)	" permanganico

IDRACIDI

HF	: Acido	fluoridrico
HCl	: "	cloridrico
HBr	: "	bromidrico
HI	: "	iodidrico
H_2S	: "	solfidrico
HCN	: "	cianidrico

⇒ R è la costante universale dei gas

(11)

$$R = 0,082 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \quad , \quad \left(R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right)$$

• CONDIZIONI NORMALI : $0^\circ\text{C} = 273,15\text{K}$ - $1\text{atm} = 760\text{mmHg}$

• CONDIZIONI STANDARD : $25^\circ\text{C} = 298,15\text{K}$ - $1\text{atm} = 760\text{mmHg}$

• LEGGE DI AVOGADRO

Def.: Volumi uguali di gas (anche diversi) nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di moli (⇒ di molecole).

↳ **VOLUME MOLARE DI UN GAS:** Una mole di gas, in condizioni normali (0°C , 1atm) occupa 22,4 litri.

• LEGGE DI DALTON

Def.: La pressione totale P di un miscuglio gassoso è uguale alla somma delle pressioni parziali p dei singoli gas.

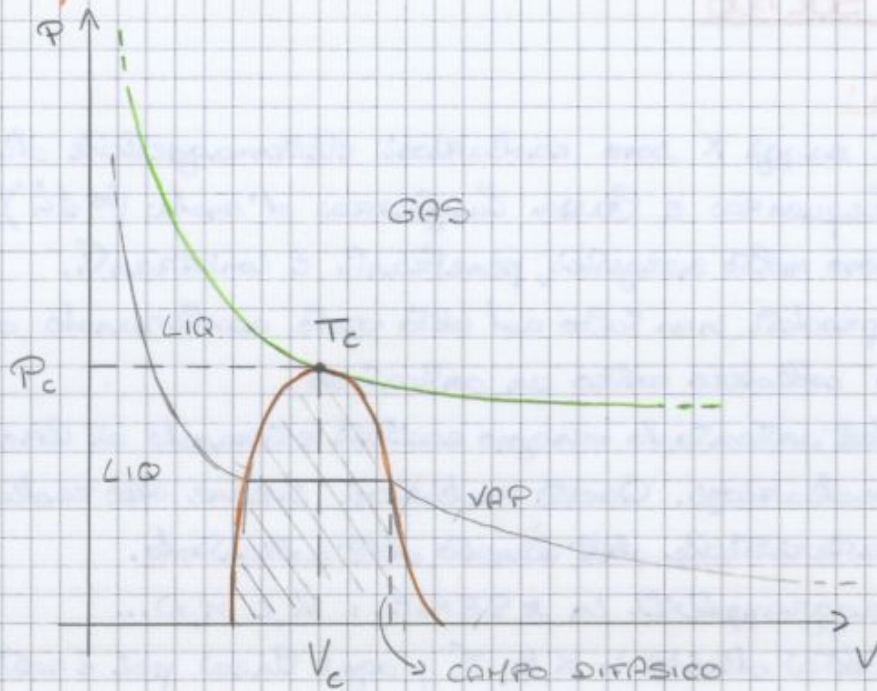
$$P = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

↳ **FRAZIONE MOLARE X:** $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$ $\left(\frac{\text{moli di } i}{\text{mol Tot}} \right)$

↳ **PESO MOLECOLARE MEDIO:** $P_{M\text{medio}} = P_{M1} \cdot X_1 + \dots + P_{Mn} \cdot X_n$

↳ **DENSITÀ ASSOLUTA DI UN GAS:** $d = \frac{P \cdot P_M}{R \cdot T}$

CORVE ISOTERME DI ANDREWS



Del campo bifasico (campana di Andrews) il liquido è in equilibrio con il vapore.
(a T costante, la pressione di un gas in eq. con il suo liquido è costante).

DIFRAZIONE DEI RAGGI X:

M. Von Laue nel 1912 fece colpire del solfuro di Zn (ZnS) dai raggi X, scoprì che i raggi X venivano così diffratti dimostrando quindi la natura ondulatoria dei raggi X (la diffrazione è un fenomeno proprio delle onde elettromagnetiche) e l'esistenza di un reticolo cristallino in un solido.

- RETICOLO CRISTALLINO:** Disposizione ordinata e ripetitiva di ioni, atomi, molecole in un solido cristallino.
- CELLA ELEMENTARE:** La più piccola porzione di reticolo cristallino ancora geometricamente significativa.
- SOLIDI AMORFI:** Sono in realtà liquidi estremamente viscosi con forma e volume propri ma privi di un reticolo cristallino.

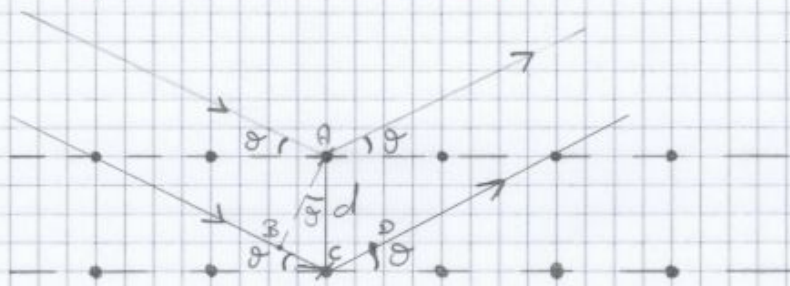
LEGGE DI BRAGG:

Nel 1913 Bragg ipotizzò che un fascio di raggi X che viene diffratto da un piano di atomi p di un reticolo cristallino forma un angolo uguale a quello del fascio incidente.

(ipotesi della riflessione, il ~~fascio~~ reticolo si comporta come uno specchio. Si osservano le "macchie di diffrazione" quando i raggi riflessi sono in fase (interferenza costruttiva), infatti i raggi X sono molto penetranti e compiono cammini ottici differenti, generando interferenza appunto.

Perché l'intensità del raggio riflesso sia massima è necessario che la differenza di cammino ottico sia uguale ad un multiplo intero di lunghezza d'onda del raggio incidente.

→ $m\lambda = 2d \sin \theta$: LEGGE DI BRAGG



$BC = d \sin \theta$

$BCD = 2d \sin \theta$: differenza di cammino ottico.

TERMODINAMICA:

EQUAZIONI FONDAMENTALI

$q_{sistema} + q_{ambiente} = 0$

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

$$\Delta E = q + w \quad !!$$

con ΔE : energia interna
(funzione di stato !!)

q : calore

w : lavoro

$\Delta E_{universo} = \Delta E_{sistema} + \Delta E_{ambiente} = 0$

Se P è costante

$w = -P\Delta V$

$q = q_p$: calore di reazione a pressione costante.

$\Rightarrow \Delta E = q_p - P\Delta V \quad !!$

$q_p = \Delta E + P\Delta V \quad !!$

$q_p = \Delta H$: calore di reazione a P costante

$q_v = \Delta E$: calore di reazione a V costante

$[\Delta H$: entalpia di reazione (funzione di stato)

ΔE : em. interna (")]

$\Delta H > 0$: reazione endotermica (assorbe calore)
($\Delta E > 0$)

$\Delta H < 0$: reazione esotermica (svolge calore)
($\Delta E < 0$)

CAPACITÀ TERMICA:

Def.: Rapporto fra il calore scambiato nella reazione e la variazione di temperatura che ne consegue.

$C_v = \frac{\Delta E}{\Delta T}$

$C_p = \frac{\Delta H}{\Delta T}$

\hookrightarrow Capacità termica a V cost.

\hookrightarrow Capacità termica a P cost.

NOTA: FUNZIONE DI STATO

e VARIABILI DI STATO

Le variabili di stato sono quelle grandezze che determinano in modo univoco lo stato di un sistema.

Tutte le altre grandezze che sono funzione di queste vari. e la cui variazione dipende solo dagli stati iniziale e finale (non dal cammino percorso) sono Funzioni di stato.

SECONDO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA:

Def.: In un sistema isolato le reazioni spontanee avvengono con $\Delta S > 0$ (aumento di entropia) quelle reversibili con $\Delta S = 0$.

$\Delta S > 0$: irreversibile } : sistema ISOLATO
 $\Delta S = 0$: reversibile }

EQUAZIONE DI BOLTZMAN:

$S = k \cdot \ln \Omega$: Entropia come misura di PROBABILITÀ

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

Ω : PROBABILITÀ TERMODINAMICA

il numero di modi in cui un sistema si può organizzare.

TERZO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA:

Def.: L'entropia di un cristallo perfetto puro è nulla allo zero assoluto (0 K).

$[\Omega = 1 \rightarrow S = k \ln 1 = 0]$

ENERGIA LIBERA DI GIBBS:

$\Delta S_{TOT} = -\frac{\Delta H_{sistema}}{T} + \Delta S_{sistema}$

$-T \Delta S_{TOT} = \Delta H_{sistema} - \Delta S_{sistema}$

$\hookrightarrow \Delta G = -T \cdot \Delta S_{TOT}$: En. libera di Gibbs.

$\Delta G_{sistema} = \Delta H_{sistema} - T \cdot \Delta S_{sistema}$!!

$\Delta G < 0$: spontaneo

$\Delta G = 0$: reversibile o all'equilibrio

$\Delta G > 0$: IMPOSSIBILE (meglio di cercare indicazione)

$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q_p$

$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q_c$

Se $\Delta G = 0$ (equilibrio)

$\Delta G^\circ = -RT \ln \frac{(P_C)^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$

$\Delta G^\circ = -RT \ln \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b}$

$\hookrightarrow K_p$: COSTANTE DI EQ.

$\hookrightarrow K_c$:

• LEGGE DI LE CHATELIER-BROWNE

PRINCIPIO DI AZIONE REAGIONE

Def.: Perturbando le condizioni di equilibrio di un sistema, esso tenderà a spostarsi dall'equilibrio in modo da opporsi a tale variazione.

- Una qualunque azione su un sistema in eq. produce una reazione da parte del sistema stesso tendente a minimizzare l'effetto di tale azione.

N.B.: L'equilibrio non è influenzato dalla presenza di un catalizzatore !!

• DIPENDENZA DI K DALLA TEMPERATURA

EQUAZIONE DI CLYUS-CLAPERION

$$\rightarrow \ln K_{p_2} = \ln K_{p_1} + \frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \frac{(T_2 - T_1)}{T_1 \cdot T_2} \quad !!$$

• STATO LIQUIDO

PROPRIETÀ:

- hanno volume ma non forma propria
- densità maggiore rispetto ai gas
- incompressibili
- possono fluire (deboli legami di Van-der-Waals tra le molecole)

Tra le fasi liquide e vapore si instaura un eq. dinamico quando per tante particelle che evaporano, tante condensano
 \Rightarrow si ha il VAPORE SATURO.

\hookrightarrow **VAPORE SATURO:** Vapore in equilibrio col suo liquido (o solido)

TENSIONE DI VAPORE: Pressione esercitata dal vapore saturo in equilibrio col suo solido (o liquido) ad una certa T.

(p è funzione di T !!)

Un liquido bolle quando la sua p (tensione di vapore) eguaglia la sua pressione esterna.

(24)

CONCENTRAZIONE NORMALE: NORMALITÀ, N

Numero di grammi equivalenti di soluto in un litro di soluzione.

↳ **GRAMMO EQUIVALENTE:** Quantità in grammi di un elemento o composto pari al suo PESO EQUIVALENTE.

PESO EQUIVALENTE: $\frac{\text{peso atomico}}{\text{ESU di ossidazione}}$

$$N_i = \frac{g}{P.E.} \cdot \frac{1}{V_{tot}}$$

• P.E. di un elemento: $\frac{P.A.}{VALENZA}$

↳ di un OSSIDANTE: $\frac{P.A.}{n.e. acquistate}$

= RIDUCENTE: $\frac{P.A.}{n.e. cedute}$

• P.E. di un acido: $\frac{P.M.}{n. H^+}$

• P.E. di una base: $\frac{P.M.}{n. OH^-}$

• P.E. di un sale: $\frac{P.M.}{\text{Eovalenze metalliche}}$

PROPRIETÀ COLLAGATIVE:

ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

LEGGI DI RAULT

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = X_i \quad !!$$

P_0 : solvente puro
 P : soluzione
 X_i : frazione molare soluto.

INNALZAMENTO EBULLISCOPICO - ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

$$\Delta T_e = K_e \cdot m \quad !!$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \quad !!$$

con m = molalità, $\frac{m}{kg(sol.)}$

26

GRADO DI IONIZZAZIONE:

- Elettroliti forti: $K_i > 10^{-4}$
- " deboli: $K_i < 10^{-4}$ → K_i grande vuol dire eq. spostato a dx ⇒ acido/base più forte.

Def.: Rapporto tra il numero di molecole di soluto ionizzate e il numero di molecole presenti prima della ionizzazione.
 $0 \leq \alpha \leq 1$

COEFFICIENTE di VANT'HOFF

- N = molecole iniziali (è uguale a $n \cdot m$: moli)
- Z = molecole prodotte da 1 molecola ionizzata
- αN = molecole ionizzate
- $Z\alpha N$ = ioni totali prodotti
- $N - \alpha N$ = molecole non ionizzate

↳ $N - \alpha N + Z\alpha N$ = molecole TOTALI a ionizzazione avvenuta.

$$N(1 - \alpha + Z\alpha) =$$

$$= N[1 + \alpha(Z - 1)] = \underline{N \cdot i}$$

⇒ $i = 1 + \alpha(Z - 1)$!!

⇒ $\Delta T_c = K_c \cdot m \cdot i$
 $\Delta T_c = K_c \cdot m \cdot i$!!
 $\pi V = m \cdot i \cdot R T$
 $\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{m \cdot i}{m \cdot i + N}$ (N : mol. solvente, m : moli soluto)

LEGGE DELLA DILUIZIONE (OSTWALD)

• $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$ (elettrolita debole binario)

↳ $K_i = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$, $[A^+] = [B^-] = \alpha M$, con $\gamma = 1$
 $[AB] = M - \alpha M$

$K_i = \frac{\alpha^2 M^2}{M - \alpha M} \Rightarrow \underline{K_i = \frac{\alpha^2 M}{1 - \alpha}}$!!

Per un acido debole: $[H^+] = \alpha \cdot N$!! con $N =$ massa mola
 Per una base debole: $[OH^-] = \alpha \cdot N$!! $N = \gamma M$

CHIMICA ORGANICA

IDROCARBURI

IDROCARBURI



ALIFATICI


- **ALCANI**: $C_n H_{2n+2}$
 - ANO
 - C(sp³)
 - NO insaturaz.
 - Isomeria: . di struttura
 - Radicali ALCHILICI
 - ↳ des.: -ILE

- **ALCHENI**: $C_n H_{2n}$, $C=C$
 - ENE
 - 2C(sp²)
 - 1-2 insaturaz.
 - Isomeria: . di struttura
 - . di posizione
 - . geometrica
 - Radicali ALCHILICI
 - ↳ des.: -ILE (es. VINILE, CH₂CH-)

- **ALCHINI**: $C_n H_{2n-2}$, $C\equiv C$
 - INO
 - 2C(sp)
 - 1 insaturazione
 - Isomeria: . di catena
 - . di posizione
 - Radicali ALCHILICI
 - ↳ des.: -ILE

N.B.: le catene possono essere chiuse (perdono 2 H)
 ⇒ CICLO-ALCANI
 ALCHENI
 ALCHINI

AROMATICI

- 3 insaturazioni (C=C)
 - ENE
 - 6C(sp²)
 - ↳ **BENZENE**, C₆H₆
 (1,3,5 cicloesatriene)
- 

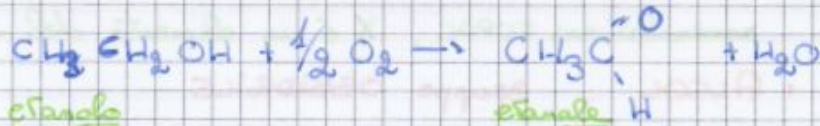
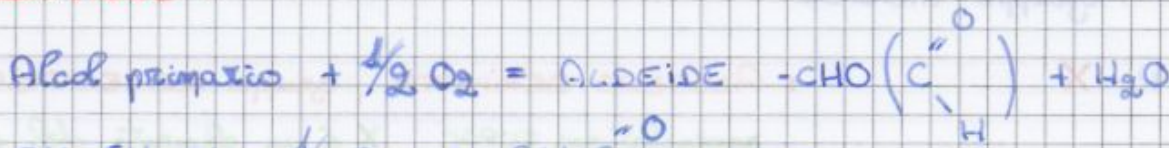
6 elettroni delocalizzati per risonanza
- Radicali: ARILICI (-IL) C₆H₅-, FENILE
 - **ARENI**:
 derivati fenil-alchilici
 ↳ Es.: XILENE (dimetilbenzene)
 1,2: orto-
 1,3: meta-
 1,4: para-

PRINCIPALI REAZIONI DEI GRUPPI FUNZIONALI

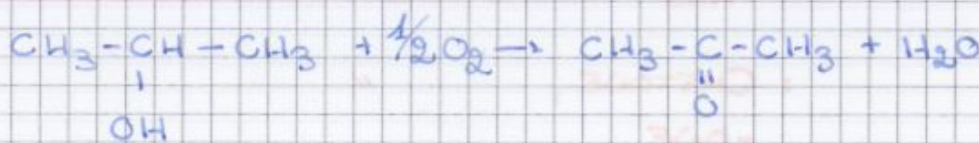
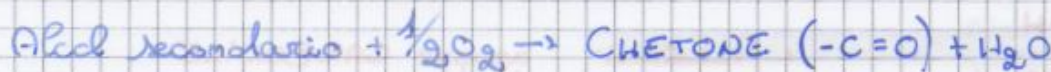
30

ALCOLI:

OSSIDAZIONE:



↳ -OLO ⇒ -ALE



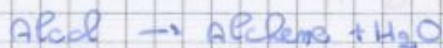
2. PROPANOLO

2. PROPANONE (acetone)

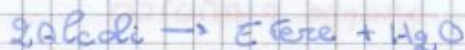
Alcol terziario: NESSUNA REAZIONE con O₂

DISIDRATAZIONE:

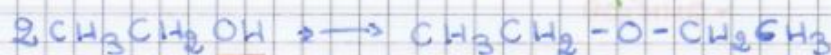
Intermolecolare: (da 1 molecola di alcol)



Intramolecolare:



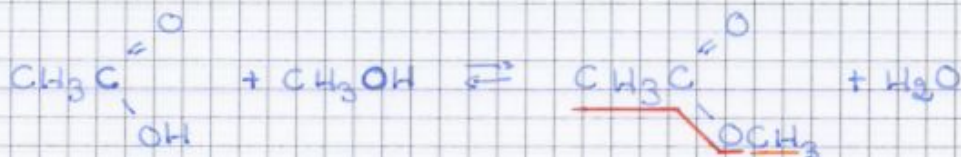
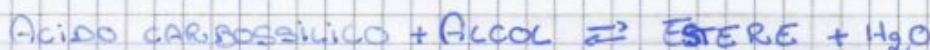
↳ etere dimetilico



↳ Tollo -OH e ci mette il ponte etereo

ESTERIFICAZIONE:

Se usiamo un alcole otteniamo un acido carbossilico $\begin{matrix} O \\ || \\ -C \\ | \\ OH \end{matrix}$

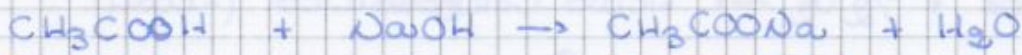
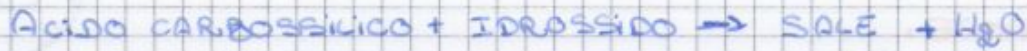


A. etanico

metanolo

ETANOATO di METILE

SALIFICAZIONE:



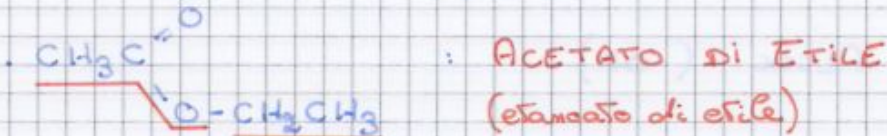
A. ACETICO

ACETATO di Na

ESTERIFICAZIONE: Vedi ALCOLI

ESTERI:

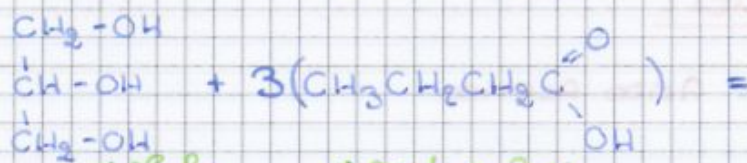
Si ottengono per esterificazione di acidi CARBOSSILICI e ALCOLI.



GLICERIDI: esteri della glicerina (CH₂OHCHOHCH₂OH) e degli acidi grassi (n ≥ 2)

ES.:

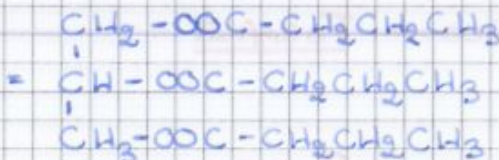
TRIBUTATO DI GLICERIDE



GLICERINA
alcol

Acido BUTIRICO
acido carbox.

esterificazione



TRIBUTATO DI GLICERIDE

↳ Se reagisce con H₂O
fa la reazione inversa
(ottengo glicerina e acido carb.)
↳ IDROLISI ACIDA

34

ELETTROCHIMICA

LEGGI DI NERST

$$E = E^{\circ} \pm \frac{RT}{nF} \log_e [\text{ione}^{n\pm}] \quad !!$$

con $R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$

$T = 298 K$

$F = 96.500 C$ (1 Faraday)

n = numero di e^- scambiati.

PRIMA LEGGE DI FARADAY

$$m = m_e \cdot I \cdot \Delta t \quad !!$$

con m : massa scaricata agli elettrodi

m_e : equivalente elettrochimico

$$\hookrightarrow m_e = \frac{M}{z \cdot F}$$

con M : massa atomica (indescalare)

z : carica della ione

F : 1 Faraday

$$\hookrightarrow m = p \cdot \frac{M(\frac{g}{mol})}{z \cdot C(Cmol^{-1})} \cdot I(A) \cdot t(s) \quad !!$$

con $p \leq 1$: rendimento di corrente

PILA DANIELL

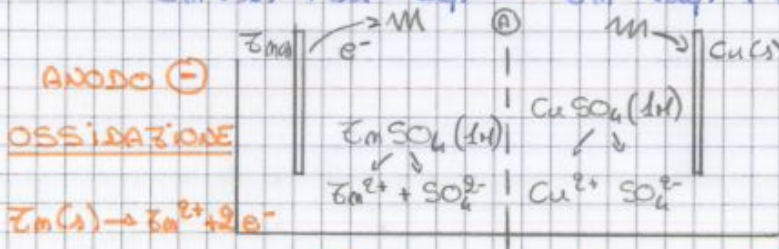
Processo elettrolitico:

anodo

↑ prima la forma ossidata poi rid. catodo



↳ prima la forma ridotta poi l'ossidata



$$E_{cell} = E_c^{\circ} - E_a^{\circ} \quad !!$$

E_c° : pot. catodo
 E_a° : pot. anodo

$E^{\circ}(Zn) = -0,763$

$E^{\circ}(Cu) = +0,337$

Il metallo più nobile ossida quello meno