

BILANCIAMENTO REAZIONE

Percorso strategico
del problema 3.1

PROBLEMA

Bilanciare l'equazione della reazione tra NH_3 e O_2

DATI/INFORMAZIONI

Sono note le formule dei reagenti e dei prodotti

STADIO 1. Bilanciare gli atomi N.

Gli atomi N sono bilanciati ma l'equazione totale non lo è

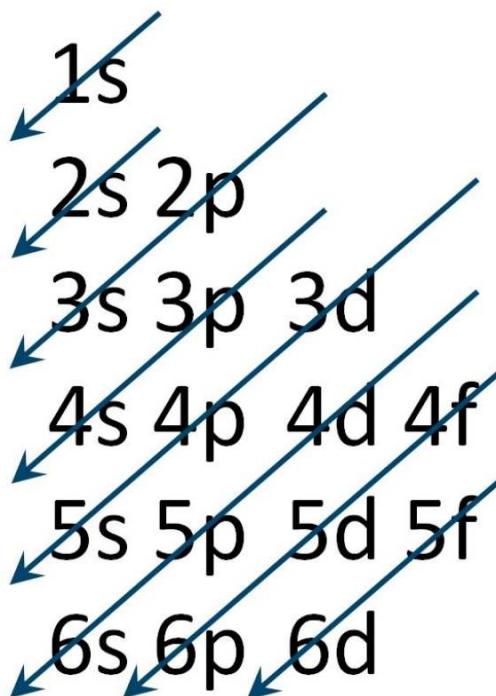
STADIO 2. Bilanciare gli atomi H.

Gli atomi N e H sono bilanciati ma l'equazione totale non lo è

STADIO 3. Bilanciare gli atomi O (lasciati opportunamente per ultimi).

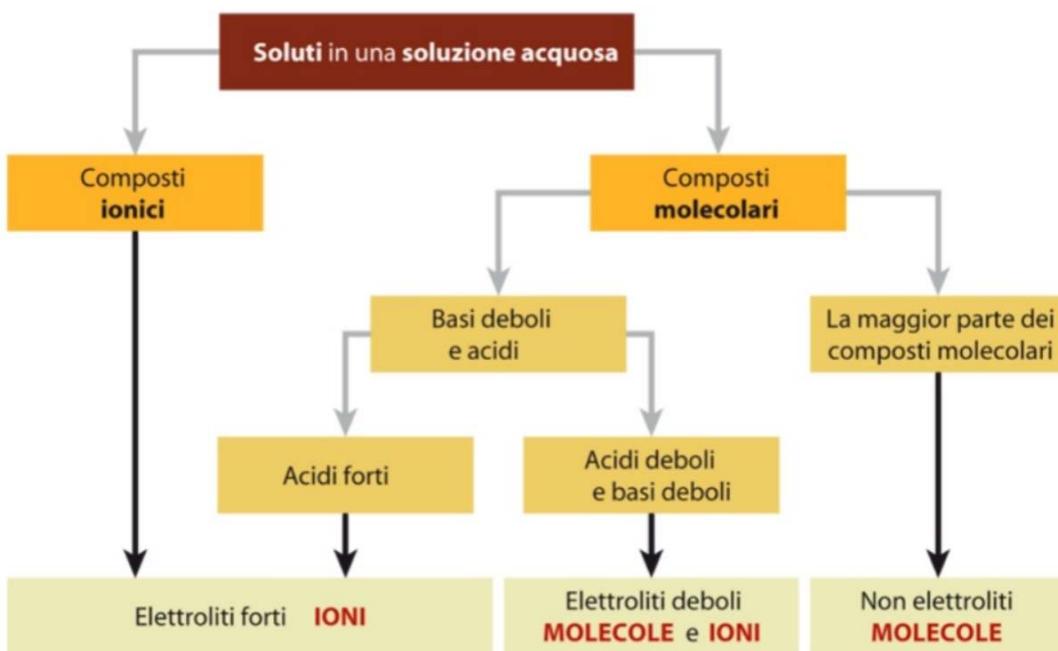
Gli atomi N, H, O sono bilanciati. L'equazione totale adesso è bilanciata.

RISERVA ORBITALI



CATIONE: IONE POSITIVO
ANIONE: IONE NEGATIVO

SOLUZIONI ED ELETTROLITI



PROPRIETÀ PERIODICHE

- RACCOLO ATOMICO :

Ra ↓ AUGENTA SCENDENDO LUNGO IL GRUPPO

Ra → DIMINUISCE LUNGO IL PERIODO

- ENERGIA DI IONIZZAZIONE :

E ↓ DIMINUISCE SCENDENDO LUNGO IL GRUPPO

E → AUGENTA LUNGO IL PERIODO

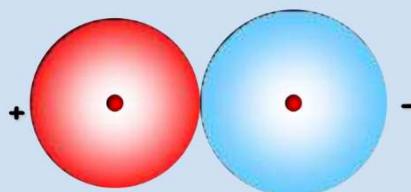
- ELETTRONEGATIVITÀ :

El ↓ DIMINUISCE SCENDENDO LUNGO IL GRUPPO

El → AUGENTA LUNGO IL PERIODO

LEGAME : SOVRAPPOSIZIONE DI ORBITALI

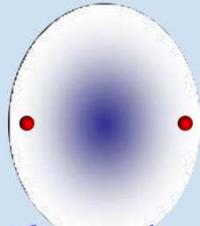
Uno dei due atomi è più elettronegativo dell'altro:



si forma uno ione positivo ed uno negativo che si attraggono

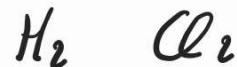
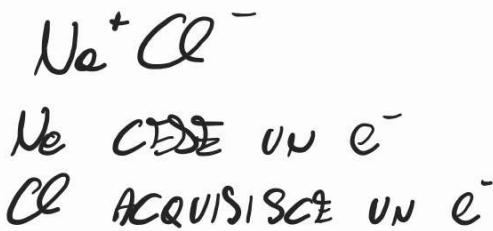
LEGAME IONICO

I due atomi hanno elettronegatività paragonabile:

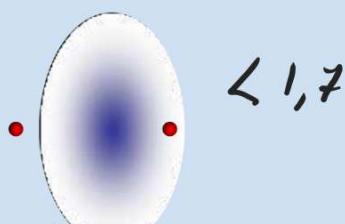


se si verificano le condizioni adatte, gli elettroni possono localizzarsi in mezzo ai due atomi

LEGAME COVALENTE



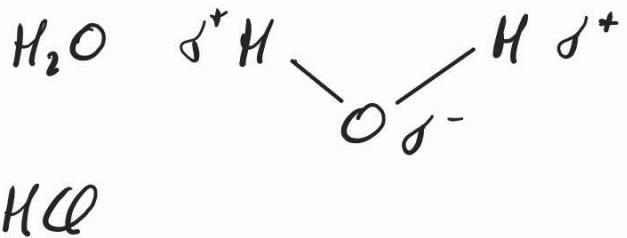
I due atomi hanno elettronegatività diversa, ma non troppo:



gli elettroni si localizzano in mezzo ai due atomi, ma un po' spostati verso quello più elettronegativo

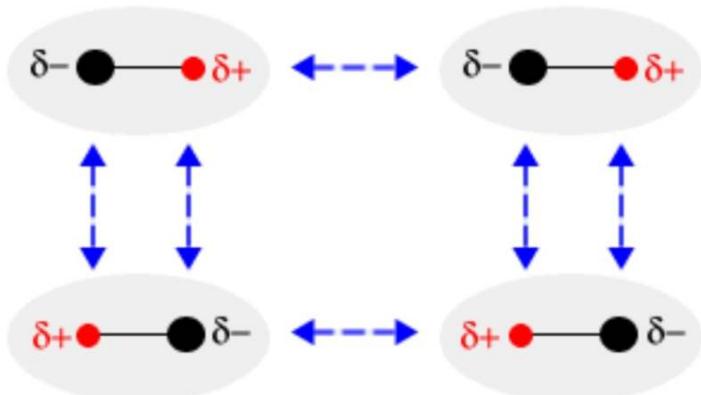
LEGAME COVALENTE-POLARE

Copyright © Houghton Mifflin Company. All rights reserved.

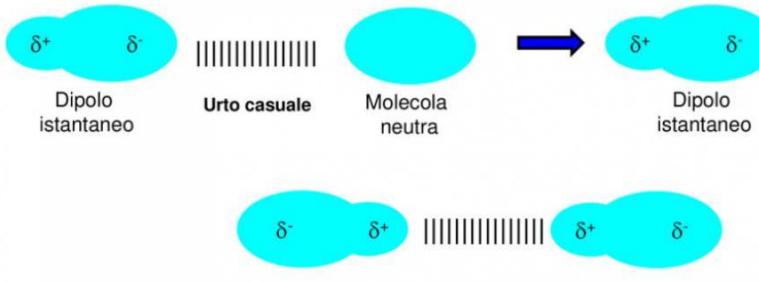
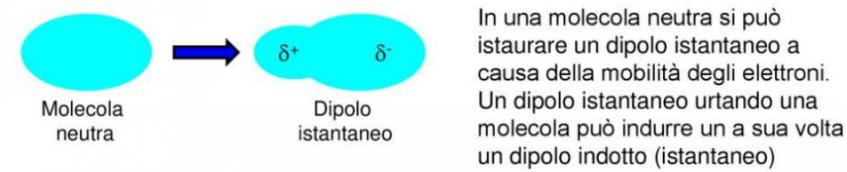


Forze di Van der Waals

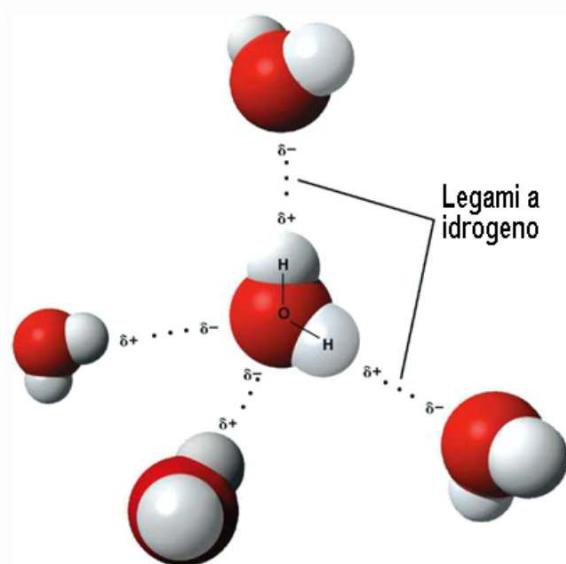
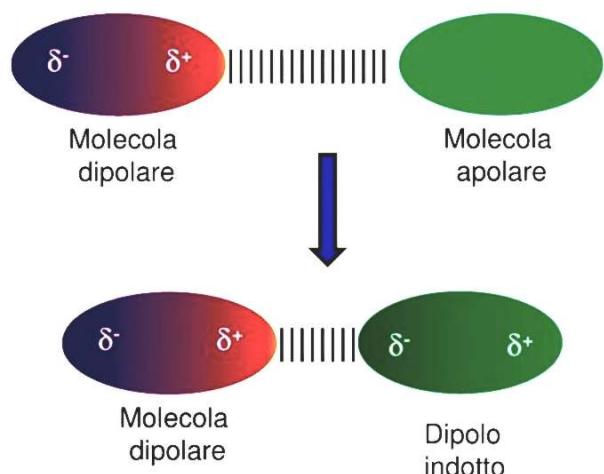
LEGAME DIPOLO-DIPOLO



LEGAME DIPOLO INDOTTO - DIPOLO INDOTTO



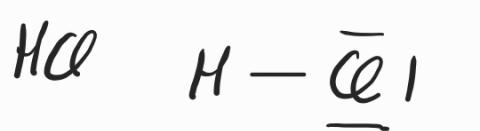
LEGAME DIPOLO-DIPOLO INDOTTO



LEGAME A IDROGENO

STRUTTURA DI LEWIS

H·



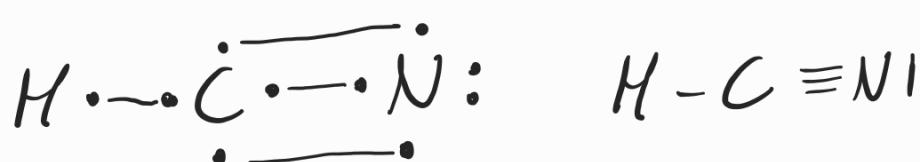
·S·



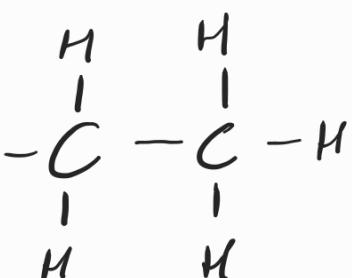
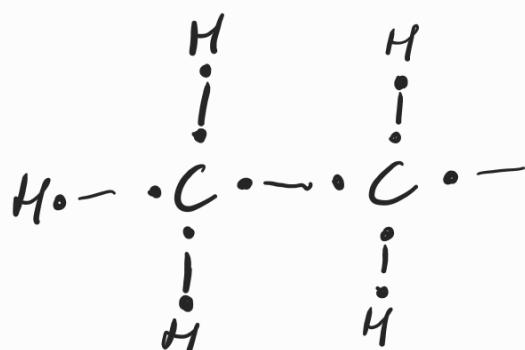
·Q·



HCN

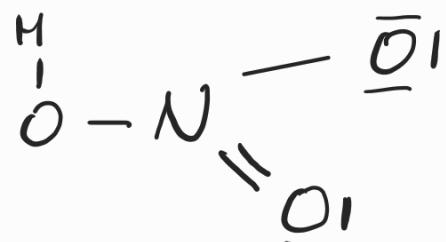


C₂H₆

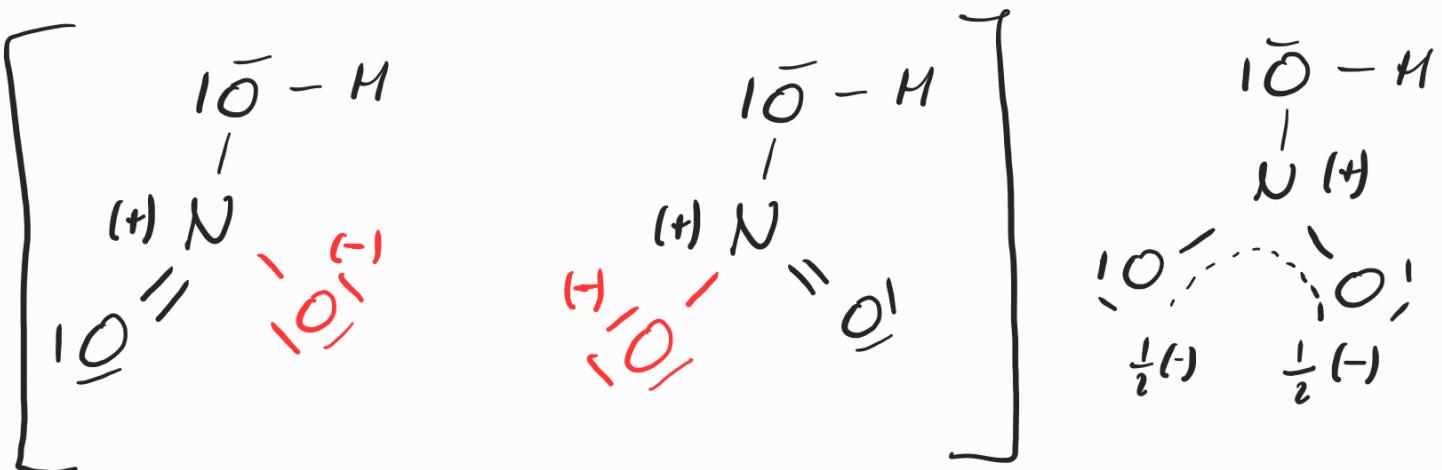


ATOMO MENO
CHIETRONEGATIVO
CENTRALE

HNO₃

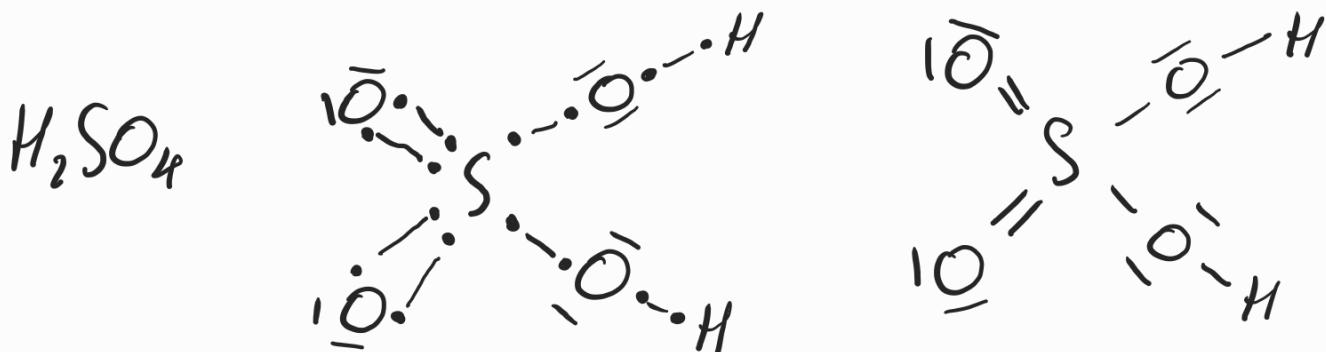
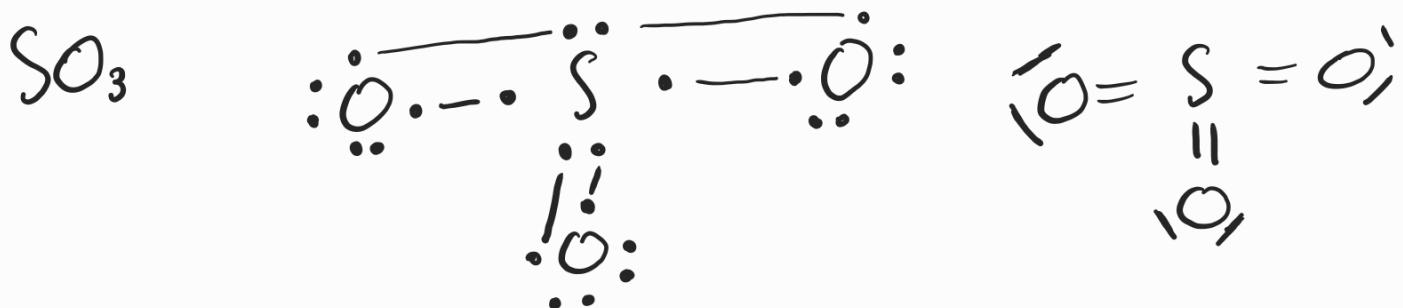
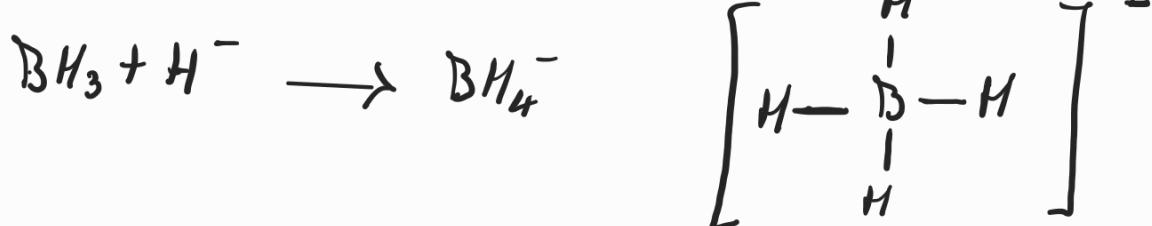
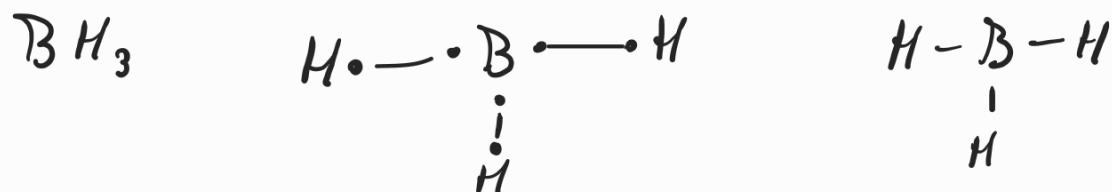


SOSTANZE DI RISONANZA



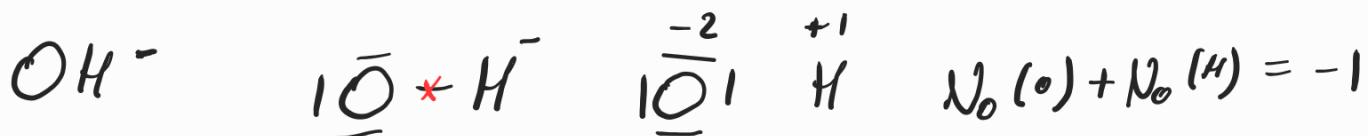
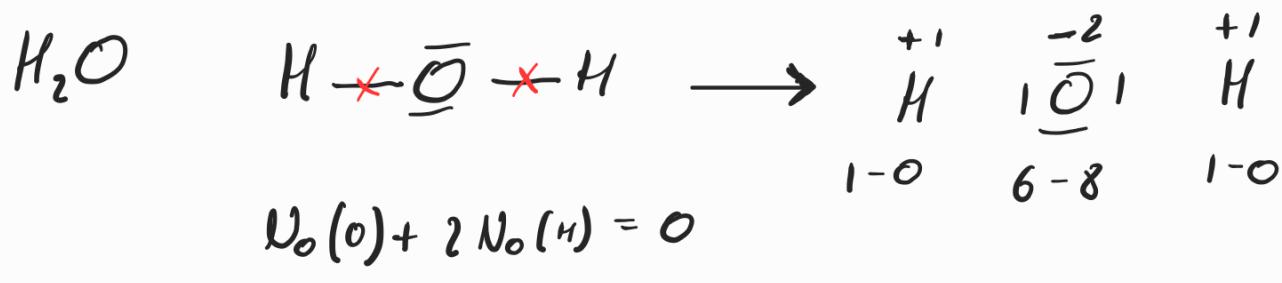
CAMBIA SOLO LA DISPOSIZIONE DEGLI ELETTRONI
NON QUELLA DEGLI ATOMI.

ECCESIONE REGOLA DELL'OTTENUTO DAL III PERIODO IN POI



NUERO DI OSSIDAZIONE

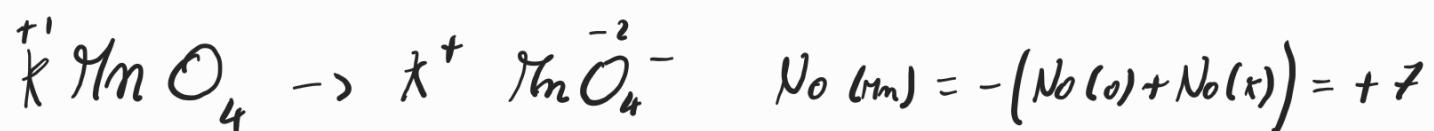
$N_o = \# e^-$ NEUTRO - $\# e^-$ CON LEGAMI COVALENTI
ROTTI ED e^- ASSEGNAZI
ALL'ATRIO DI⁺ ELETTRONEGATIVO



$$N_o(O) = -2 \quad N_o(O) = -1 \quad (O_2^{2-}) \quad H_2O_2, H_2O_2$$

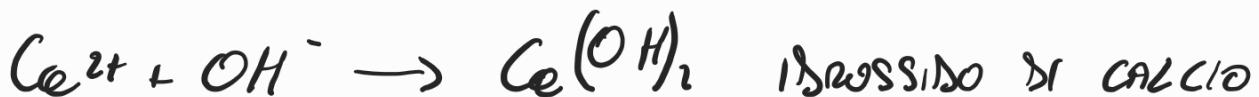
$$N_o(H) = +1 \quad N_o(H) = -1 \quad \text{IDRUBRO (METALLO ELETTRONEGATIVO)}$$

$$N_o \text{ METALLI ALCALINI} = +1 \quad N_o \text{ ALCALIVI} = +2 \quad N_o(F) = -1$$



OSSIIDI - O -

- OSSIDI BASICI : METALLI + O



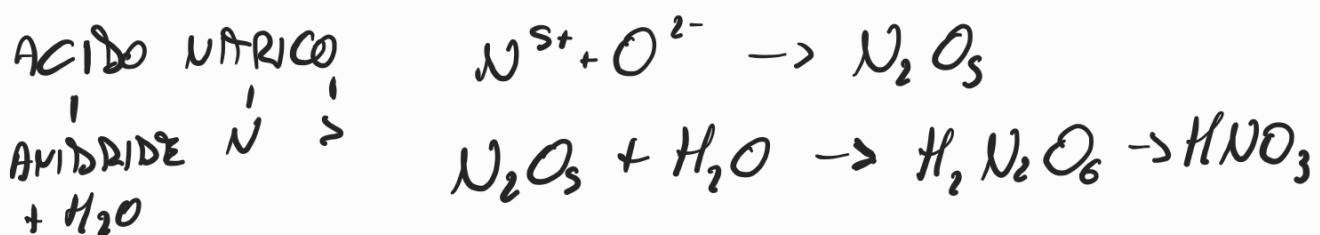
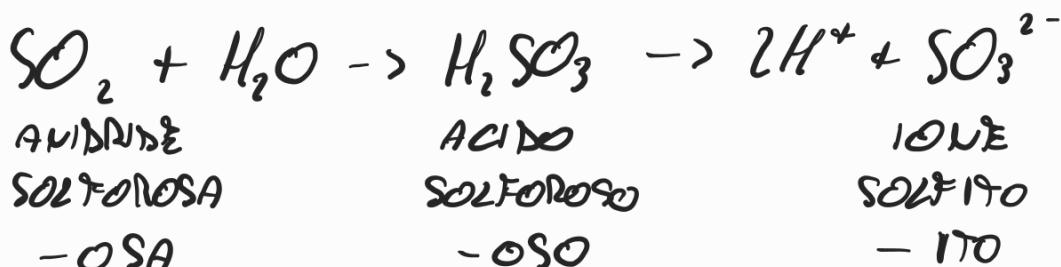
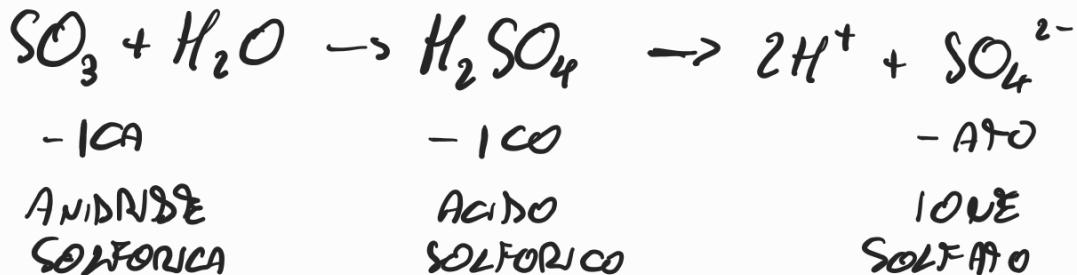
- OSSIDI ACIDI (o ANIDRIDI) : NON METALLI + O

• OSSIDI VOLATILI

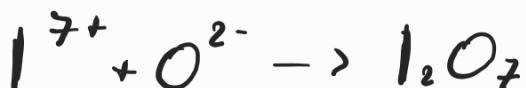
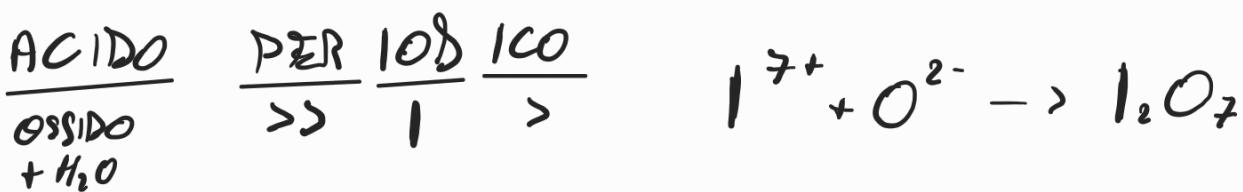
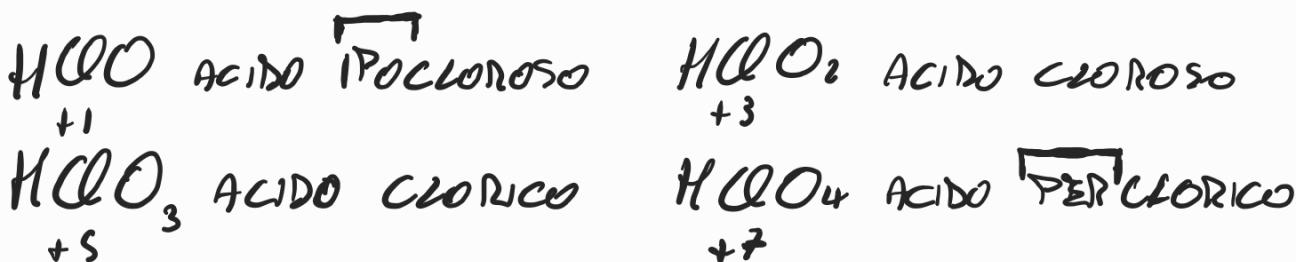
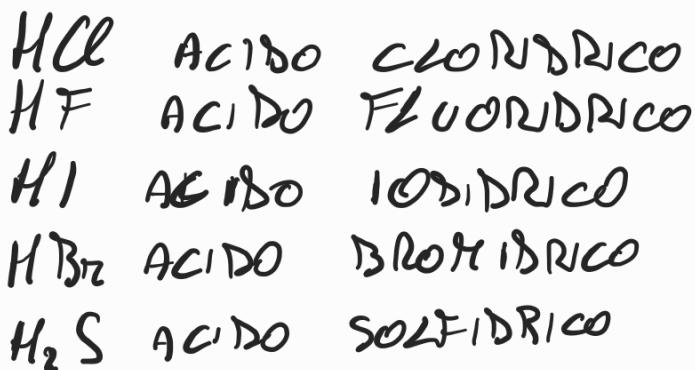
- ORO PIÙ BASSO - ICO PIÙ AZIO (N° DI OSSIDAZIONE)



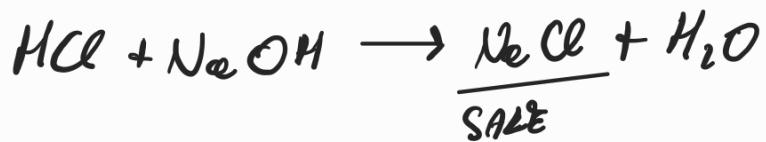
- OSSIACIDI: OSSIDO ACIDO + H_2O



- IDRACIDI: NON-METALLI + H



- **SAKI** : ACIDI + BASI



NON CATIONE + NON ANIONE

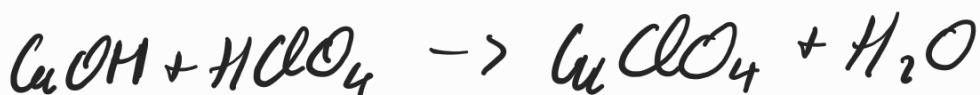
CATIONE (ACIDO) :



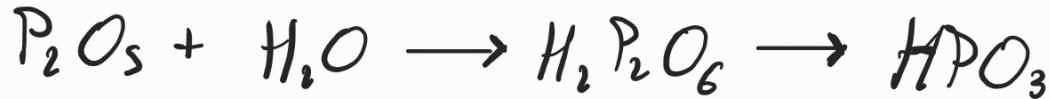
$\overset{Fe}{\overset{2+}{Fe}} SO_4$ SOLFATO FERROSO

$\overset{Fe}{\overset{3+}{Fe}}_2(SO_4)_3$ SOLFATO FERRICO

PERCLORATO RAMEOSO
 $\gg Cl > Cu <$



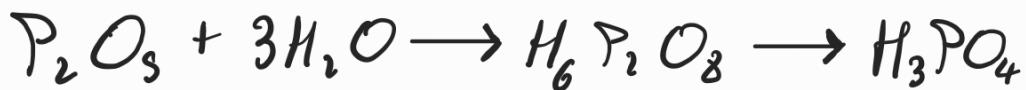
- ACIDI - META, - PIRO E - ORTO: OSSIDO ACIDI + n H₂O



ACIDO METAFOSFORICO



ACIDO PIROFOSFORICO



ACIDO ORTOFOSFORICO



ACIDO METASILICICO



ACIDO OTTOSILICICO



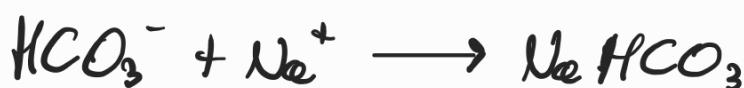
- ACIDI POLI PROTICI : H > 1

- ACIDI IONICI PROTICI : H = 1

- SALI ACIDI :

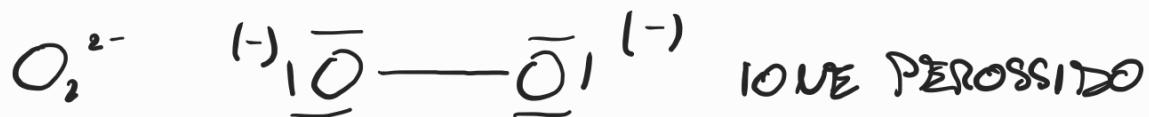


ACIDO CARBONICO



DROGENO CARBONATO di SODIO / CARBONATO ACIDO
di SODIO

- PEROSSIDI :



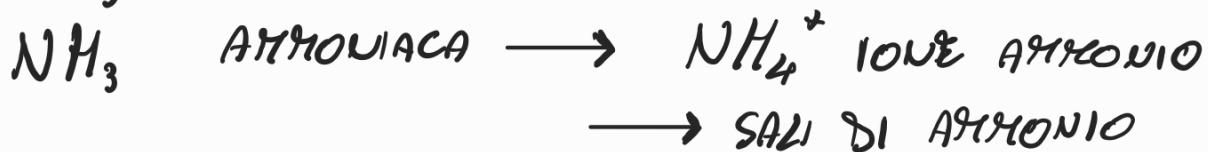
- SUPEROSSIDI :



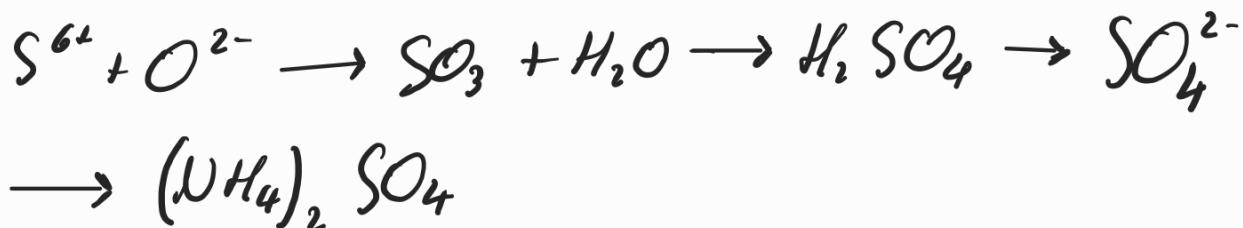
- IDRURI :



- VARI :



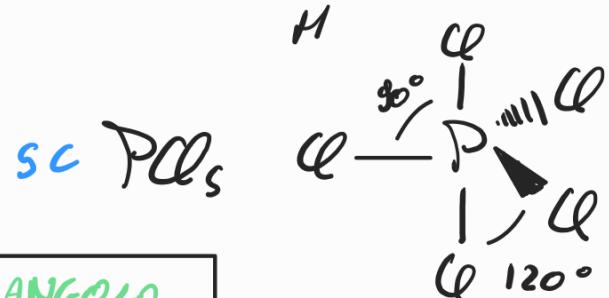
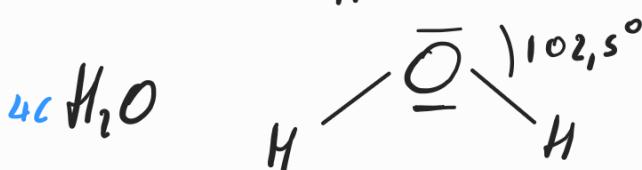
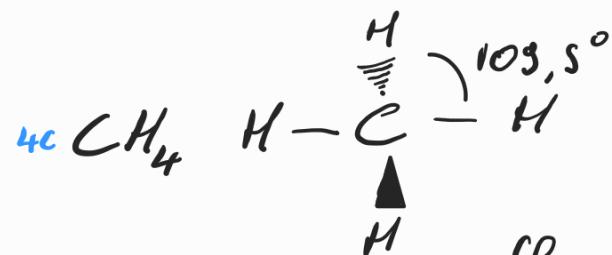
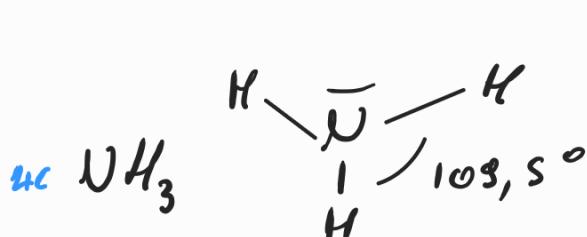
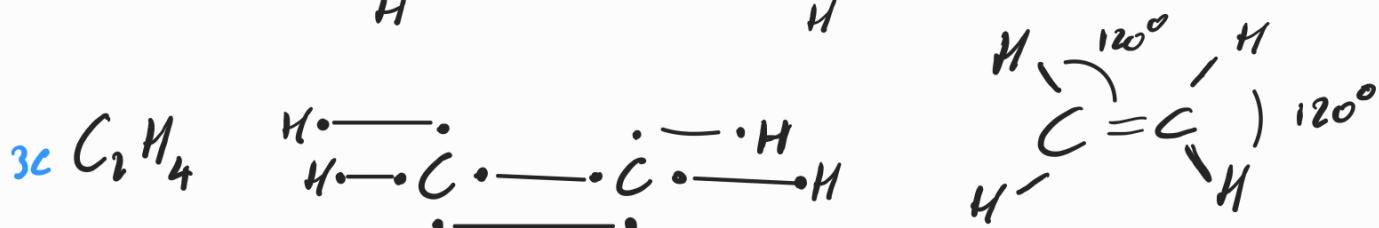
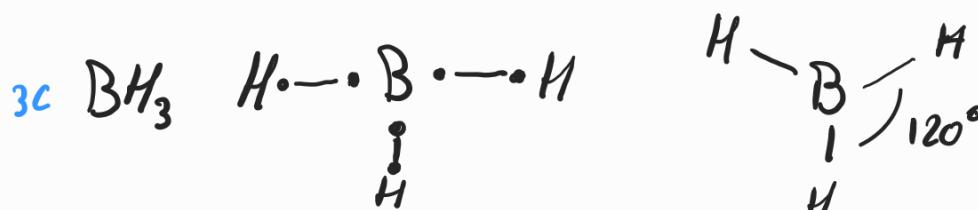
SOLFATO DI AMMONIO



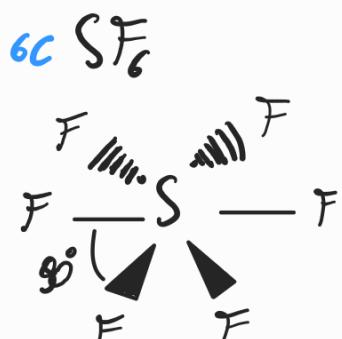
GEOMETRIA MOLECOLARE

COPPIE ELETTRONICHE: DI LEGARE O DI COLLEGARE

1. LE COPPIE CARICHE NEGATIVAMENTE SI RESPINGONO PER ESSERE LE PIÙ LONTANE POSSIBILI
2. LE COPPIE TENDONO A MINIMIZZARE LA REPULSIONE
3. IL GUSCIO DI VALENZA È MODELLIZZATO A SFERA
4. UN LEGARE MULTIPLO È CONSIDERATO COME UNA COPPIA
5. IL MODELLO VESPR È APPLICABILE ALLE STRUTTURE DI DISONANZA



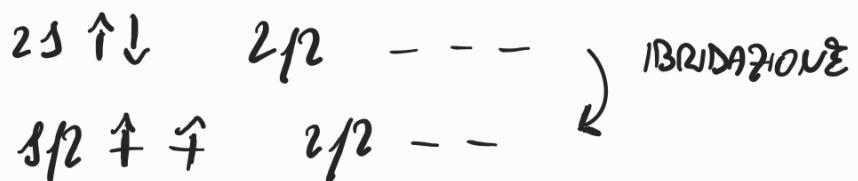
COPPIE	GEOMETRIA	ANGOLI
2	PLANARE	180°
3	TRICOMALE PLANARE	120°
4	TETRAEDRICA	$109,5^\circ$
5	PIRAMIDE A BASE TRICOMALE	$90^\circ - 120^\circ$
6	OCTAEDRO	90°



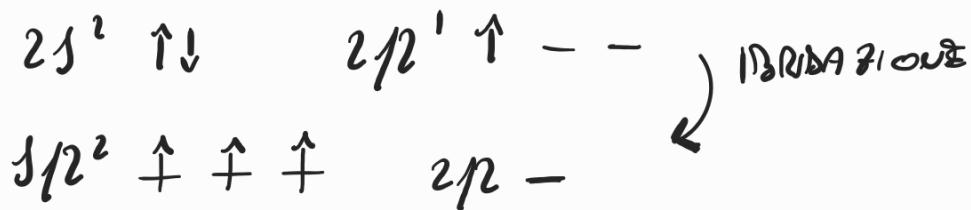
BRIDAZIONE DEGLI ORBITALI

BeH_2

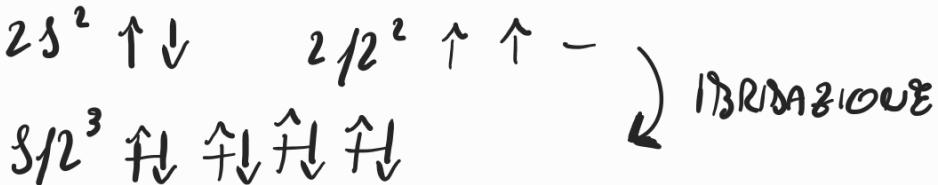


$$1s^2 \quad 2s^2 \\ 1s \uparrow \downarrow \quad 2s \uparrow \downarrow$$


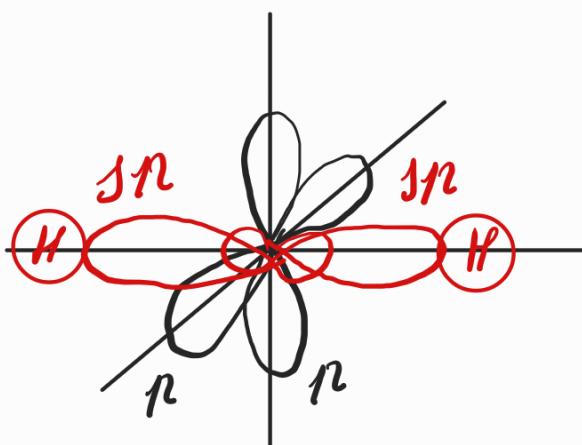
BH_3



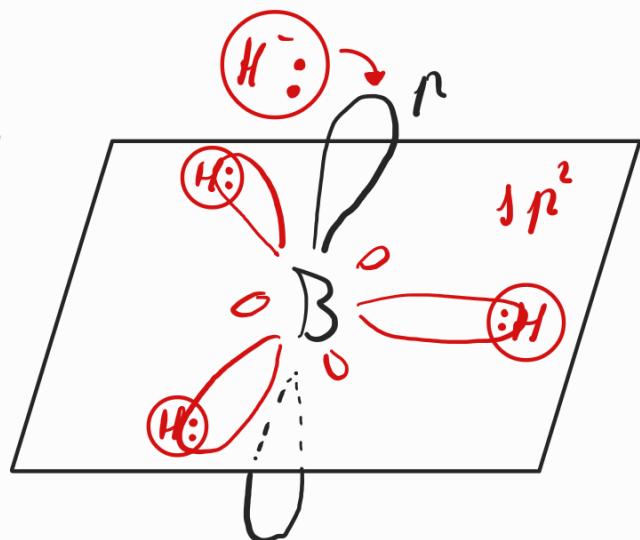
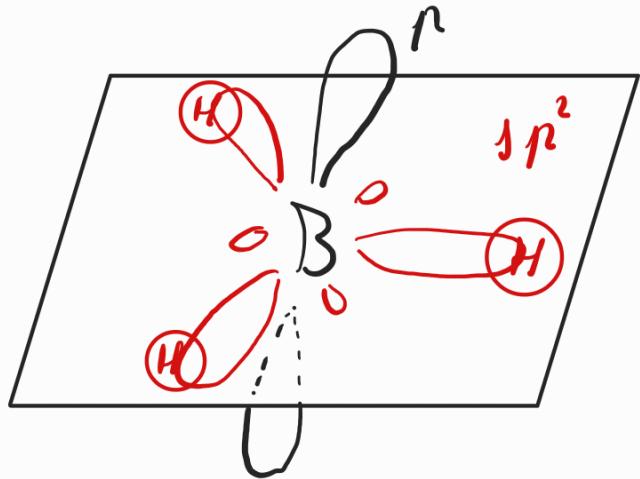
CH_4



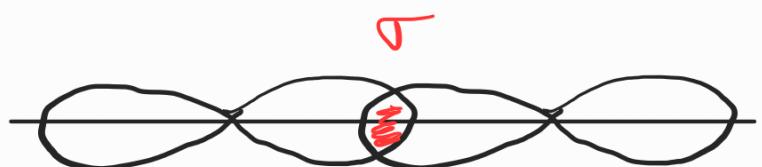
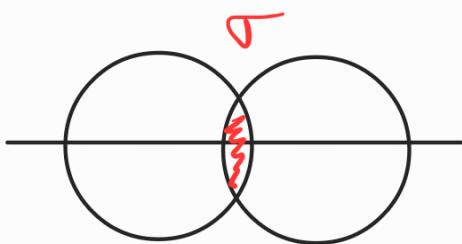
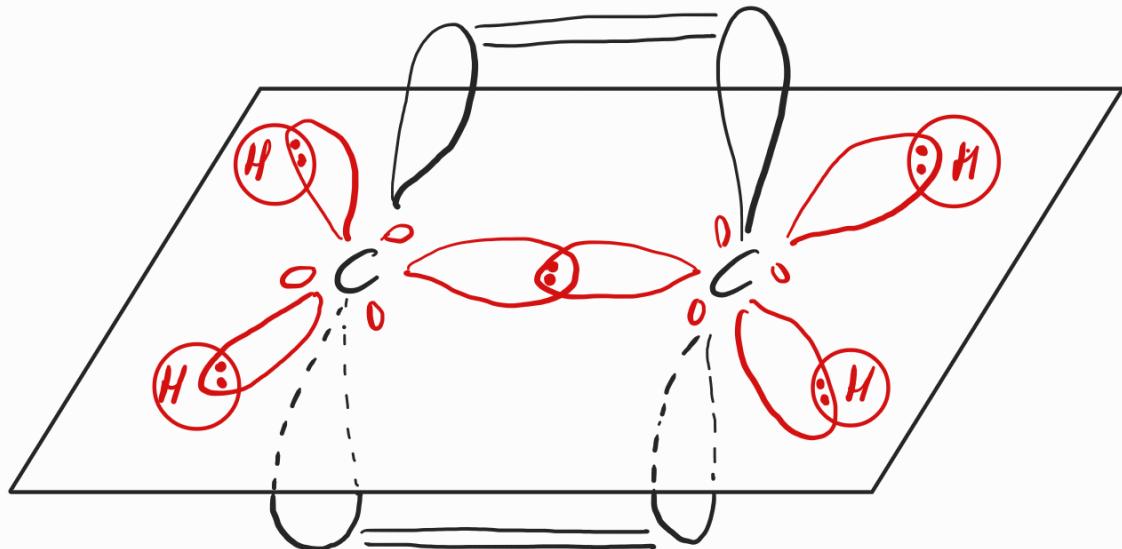
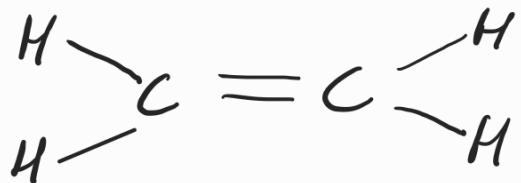
BeH_2



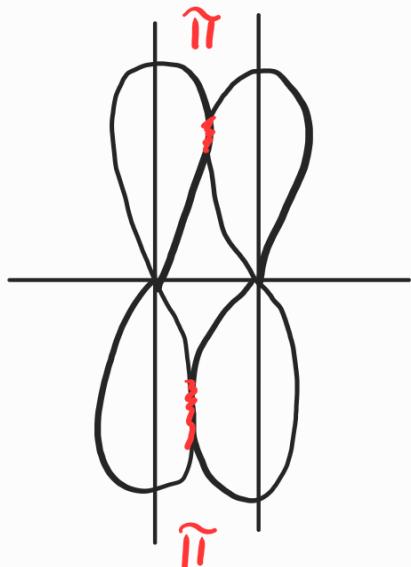
BH_3



C_2H_4



LEGAME SIGMA



IL LEGAME SIGMA È
SEMPRE PIÙ FORTE
DEL LEGAME PIGRECO

LEGAME PIGRECO

CONCENTRAZIONI PERCENTUALI

% m/m % m/v % v/v

MOLARITÀ

$$M = [N_{\text{tot}}] = \frac{n_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{soluzione}}}$$

MOLALITÀ

$$\overline{m} = \frac{n}{m_{\text{solvente}} (\text{kg})}$$

NON CAMBIA CON LA TEMPERATURA

REDOX

Percorso strategico del problema 20.1

PROBLEMA

Bilanciare l'equazione della reazione di Al con Cu²⁺.

DATI/INFORMAZIONI

- Prodotti
- Reagenti

STADIO 1. Riconoscere la reazione come redox.

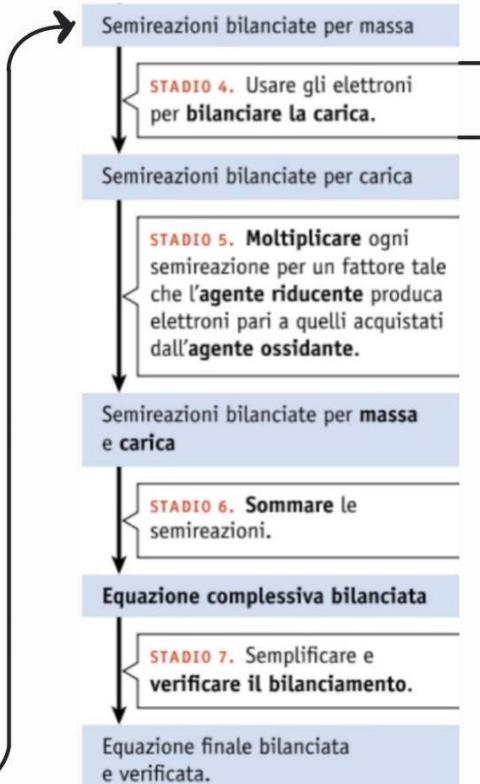
I numeri di ossidazione cambiano, per cui è una reazione redox.

STADIO 2. Scrivere le semireazioni.

Semireazione di riduzione
Semireazione di ossidazione

STADIO 3. Bilanciare le semireazioni per massa.

Semireazioni bilanciate per massa



AGGIUNGO

H⁺ IN AMBIENTE ACIDO
OH⁻ IN AMBIENTE BASICO

STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

- **SOLIDO:** FORTE INTERAZIONI TRA GLI ATOMI
VOLUME PROPRIO, FORMA PROPRIA
 - SOLIDI CRYSTALLINI (STRUTTURA ORDINATA)
 - SOLIDI AMORFI (STRUTTURA DISORDINATA)
 - SOLIDI MOLECOLARI (COMPOSTI DA MOLECOLE)
 - SOLIDI IONICI (COMPOSTI DA IONI)
 - SOLIDI COVALENTI (ATOMI CON LEGAME COVALENTE)
- **LIOQUIDO:** DEBOLE INTERAZIONI, MA PRESENTI
VOLUME PROPRIO, FORMA DEL RECIPIENTE
- **GAS:** INTERAZIONI QUASI INESISTENTI
VOLUME DEL RECIPIENTE, FORMA DEL RECIPIENTE
 - **GAS PERFETTO:**
 - NON CI SONO INTERAZIONI TRA LE PARTICELLE
 - VOLUME DELLE PARTICELLE TRASCURABILE
 - URTI TRA LE PARTICELLE COMPLETAMENTE ELASTICI

LEGGI DEI GAS PERFETTI

- **LEGGE DI BOYLE:** $T = \text{cost}$ $PV = \text{cost}$
- **LEGGE DI CHARLES:** $P = \text{cost}$ $\frac{V}{T} = \text{cost}$
- **LEGGE DI GAY-LUSSAC:** $V = \text{cost}$ $\frac{P}{T} = \text{cost}$
- **LEGGE DI AVOGADRO:** QUANTITÀ DI GAS PERFETTI UGUALI ALLA STESSA P, V, T CONTENGONO LA STESSA QUANTITÀ DI PARTICELLE
- **LEGGE DEI GAS PERFETTI:**

$$PV = nRT \quad R = 0,0821 \frac{\text{J} \cdot \text{K}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$
$$R = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

PROPRIETÀ COLLEGATIVE

PROPRIETÀ CHE DIPENDONO SOLO ANTO DAL NUMERO DI PARTICELLE E NON DALLA LORO NATURA

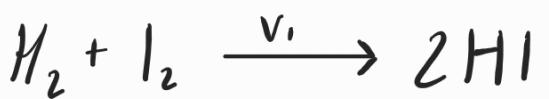
- ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

- ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO $\Delta T_a = K_a \bar{m}$

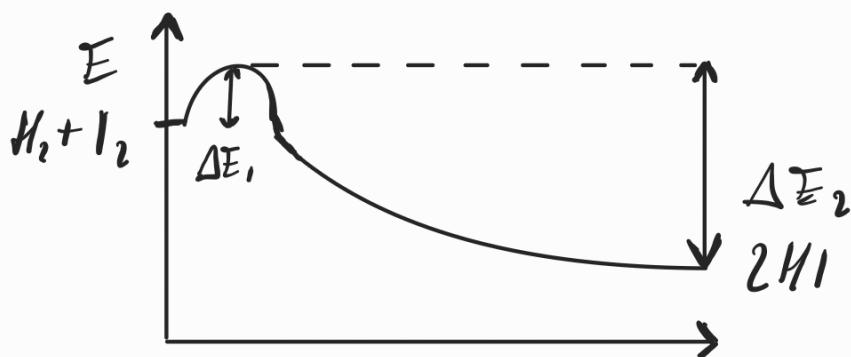
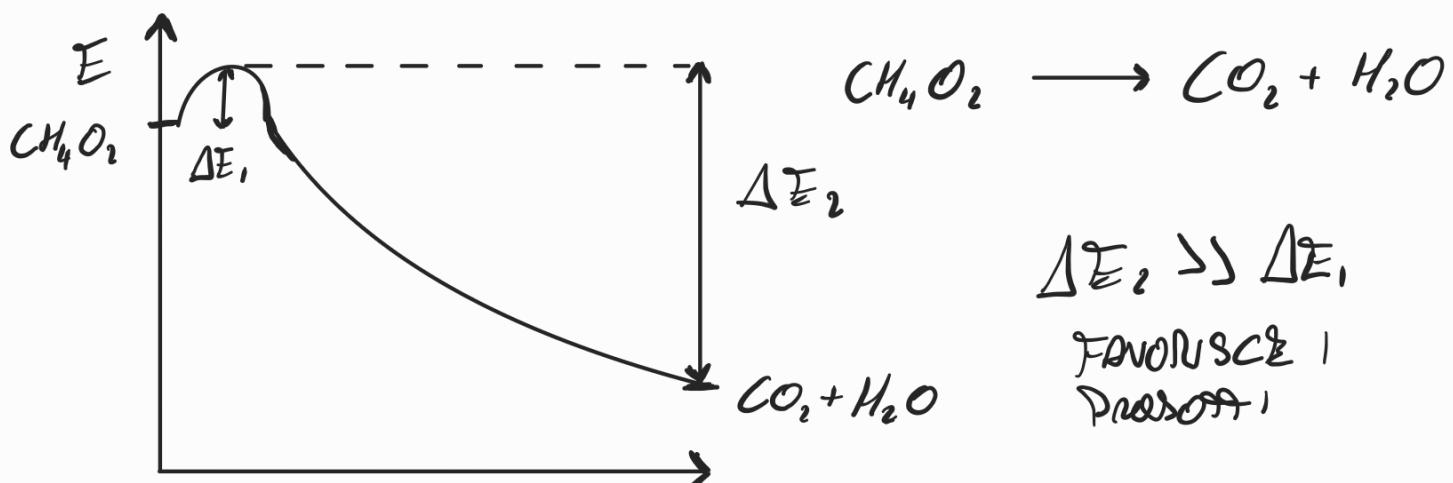
- INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO $\Delta T_b = K_b \bar{m}$

- PRESSIONE OSTOTICA $\Pi = \bar{m} RT$

EQUILIBRIO CHIMICO



EQUILIBRIO DINAMICO $v_1 = v_2$



SI RAGGIUNGE UN EQUILIBRIO TRA PRODOTTI E REAVENTI



COSTANTE DI EQUILIBRIO DELLE CONCENTRAZIONI $K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

COSTANTE DI EQUILIBRIO DELLE PRESSIONI $K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$

COSTANTE DI EQUILIBRIO DELLE FRAZIONI MOLARI $K_X = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b}$

LA COSTANTE DI EQUILIBRIO VARIA SOLO CON LA TEMPERATURA

- $K_C \ll 0$ LA REAZIONE FAVORISCE I PRODOTTI
- $K_C \rightarrow 0$ LA REAZIONE FAVORISCE I REAGENTI

EQUILIBRIO OMOCINETICO: UN SOLO STATO DI AGGREGAZIONE

EQUILIBRIO HETEROGENEO: PIÙ STATI DI AGGREGAZIONE

I SOLIDI E I LIQUIDI PURI NON VENGONO INSERITI NELLE COSTANTI DI EQUILIBRIO

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta v} \quad K_P = K_X P_{\text{TOT}}^{\Delta v}$$

$$\Delta v = (c+d) - (a+b)$$

PRINCIPIO DI LE CHATELIER

UN SISTEMA IN EQUILIBRIO TENDE A MANTENERSI TALE, NEUTRALIZZANDO O MINIMIZZANDO QUALSIASI AZIONE DI DISTURBO CHE PROVENGA DALL'ESTERNO



$$K_{\text{EQ}} = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

COSTANTE DI EQUILIBRIO

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

QUOTIENTE DI REAZIONE

$Q < K_{\text{EQ}}$ AUGENTANO I PRODOTTI



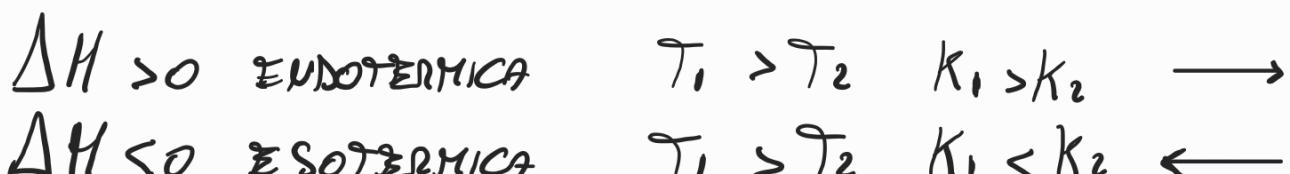
$Q > K_{\text{EQ}}$ AUGENTANO I REAGENTI



$Q = K_{\text{EQ}}$ SIA RISULTATO ALL'EQUILIBRIO

STESO PROCEDIMENTO APPLICABILE CON K_p

VARIAZIONE COSTANTE DI EQUILIBRIO

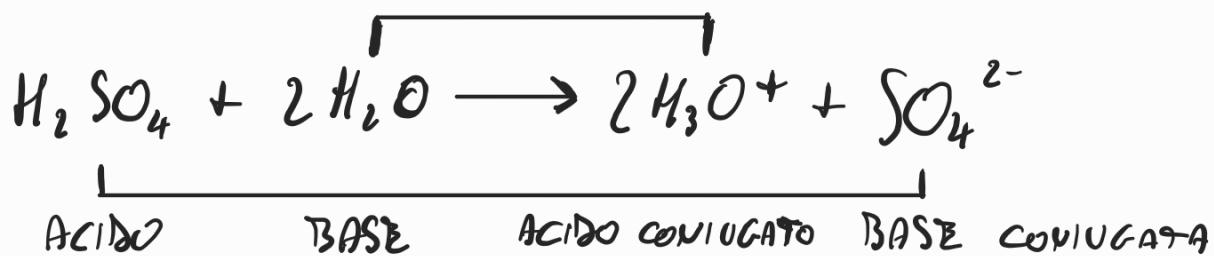


ACIDI E BASI

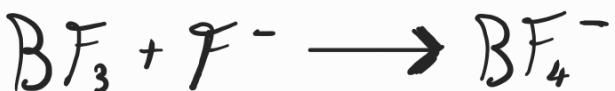
ARRHENIUS: UN ACIDO È UNA SOSTANZA CHE IN ACQUA LIBERA IONI H^+ , MENTRE UNA BASE È UNA SOSTANZA CHE LIBERA IONI OH^-



BRONSTED - LOWRY: UN ACIDO È UNA SOSTANZA
CAPACE DI CEDERE UNA IONE IDROGENO A
UNA BASE CHE LO POSSA ACCETTARE



Lewis: un acido è una sostanza capace di accettare un doppietto elettronico da una base capace di donarla



$$pH = -\log_{10} [H_3O^+] \quad pOH = -\log_{10} [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

$\text{pH} < 7$ SOLUTIONE ACIDA

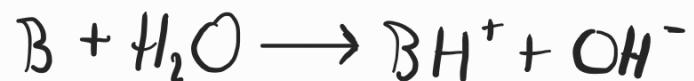
$\text{PH} > 7$ SOLUZIONE BASICA

ACIDO o BASE FORTE: COMPLETAMENTE DISSOCIATI IN H_2O

ACIDO FORTE



BASE FORTE



ACIDO o BASE DEBOLE: NON COMPLETAMENTE DISSOCIATI IN H_2O

ACIDO DEBOLE



BASE DEBOLE



SOSTANZE ANFOTERÈ: SOSTANZE IN GRADO DI COMPORTARSI
SIA DA ACIDO CHE DA BASE (H_2O)

GRADO DI DISSOCIAZIONE $\alpha = \frac{\# MOLECOLE DISSOCIADE}{\# MOLECOLE INIZIALI}$

$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

COSTANTE DI ACIDITÀ
 $K_A > \text{ACIDITÀ} >$

$$K_B = \frac{[B^+][OH^-]}{[B]}$$

COSTANTE DI BASICITÀ
 $K_B > \text{BASICITÀ} >$

$$K_A \cdot K_B = K_w \quad \begin{matrix} \text{PER UNA COPPIA} \\ \text{ACIDO-BASE CONIUGATI} \end{matrix}$$

$$pK_A = -\log_{10} K_A$$

$$pK_B = -\log_{10} K_B$$

OSSIDI CON METALLI: BASICI
OSSIDI CON NON-METALLI: ACIDI
CORPOSSI ORGANICI: BASI DEBOLE
CORPOSSI - CO_2, H : ACIDI
CORPOSSI CON AZOTO: BASICI

Tabella 17.3 Costanti di ionizzazione di alcuni acidi e delle loro basi coniugate a 25 °C

Nome dell'acido	Acido	K_a	Base	K_b	Nome della base
Acido perclorico	HClO_4	Grande	ClO_4^-	Molto piccola	Ione perclorato
Acido solforico	H_2SO_4	Grande	HSO_4^-	Molto piccola	Ione idrogeno solfato
Acido cloridrico	HCl	Grande	Cl^-	Molto piccola	Ione cloruro
Acido nitrico	HNO_3	Grande	NO_3^-	Molto piccola	Ione nitrato
Ione idronio	H_3O^+	1.0	H_2O	1.0×10^{-14}	Acqua
Acido solforoso	H_2SO_3	1.2×10^{-2}	HSO_3^-	8.3×10^{-13}	Ione idrogeno solfito
Ione idrogeno sulfato	HSO_4^-	1.2×10^{-2}	SO_4^{2-}	8.3×10^{-13}	Ione sulfato
Acido fosforico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	H_2PO_4^-	1.3×10^{-12}	Ione diidrogeno fosfato
Ione esaquaferro(III)	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	6.3×10^{-3}	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$	1.6×10^{-12}	Ione pentaquoidrossiferro(III)
Acido fluoridrico	HF	7.2×10^{-4}	F^-	1.4×10^{-11}	Ione fluoruro
Acido nitroso	HNO_2	4.5×10^{-4}	NO_2^-	2.2×10^{-11}	Ione nitrito
Acido formico	HCO_2H	1.8×10^{-4}	HCO_2^-	5.6×10^{-11}	Ione formiato
Acido benzoico	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$	6.3×10^{-5}	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$	1.6×10^{-10}	Ione benzoato
Acido acetico	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	1.8×10^{-5}	CH_3CO_2^-	5.6×10^{-10}	Ione acetato
Acido propanoico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$	1.3×10^{-5}	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2^-$	7.7×10^{-10}	Ione propanato
Ione esaquaalluminio	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	7.9×10^{-6}	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$	1.3×10^{-9}	Ione pentaquoidrossialuminio
Acido carbonico	H_2CO_3	4.2×10^{-7}	HCO_3^-	2.4×10^{-8}	Ione idrogeno carbonato
Ione esaquaorame(III)	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	1.6×10^{-7}	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	6.3×10^{-8}	Ione pentaquoidrossirame(II)
Acido solfidrico	H_2S	1×10^{-7}	HS^-	1×10^{-7}	Ione idrogeno sulfuro
Ione diidrogeno fosfato	H_2PO_4^-	6.2×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.6×10^{-7}	Ione idrogeno fosfato
Ione idrogeno solfito	HSO_3^-	6.2×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}	Ione solfito
Acido ipocloroso	HClO	3.5×10^{-8}	ClO^-	2.9×10^{-7}	Ione ipoclorito
Ione esaquaipiombo(II)	$[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	1.5×10^{-8}	$[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	6.7×10^{-7}	Ione pentaquoidrossipiombo(II)
Ione esaquocobalto(II)	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	1.3×10^{-9}	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	7.7×10^{-6}	Ione pentaquoidrossocobalto(II)
Acido borico	$\text{B}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})$	7.3×10^{-10}	$\text{B}(\text{OH})_4^-$	1.4×10^{-5}	Ione tetraidrossiborato
Ione ammonio	NH_4^+	5.6×10^{-10}	NH_3	1.8×10^{-5}	Ammoniaca
Acido cianidrico	HCN	4.0×10^{-10}	CN^-	2.5×10^{-5}	Ione cianuro
Ione esaquaferro(II)	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	3.2×10^{-10}	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	3.1×10^{-5}	Ione pentaquoidrossiferro(II)
Ione idrogeno carbonato	HCO_3^-	4.8×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}	Ione carbonato
Ione esaquaonichel(II)	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	2.5×10^{-11}	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	4.0×10^{-4}	Ione pentaquoidrossimichel(II)
Ione idrogeno fosfato	HPO_4^{2-}	3.6×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.8×10^{-2}	Ione fosfato
Acqua	H_2O	1.0×10^{-14}	OH^-	1.0	Ione idrossido
Ione idrogeno sulfuro*	HS ⁻	1×10^{-19}	S^{2-}	1×10^5	Ione sulfuro
Etanolo	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Molto piccola	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	Grande	Ione etossido
Ammoniaca	NH_3	Molto piccola	NH_2^-	Grande	Ione ammide
Idrogeno	H_2	Molto piccola	H^-	Grande	Ione idruro

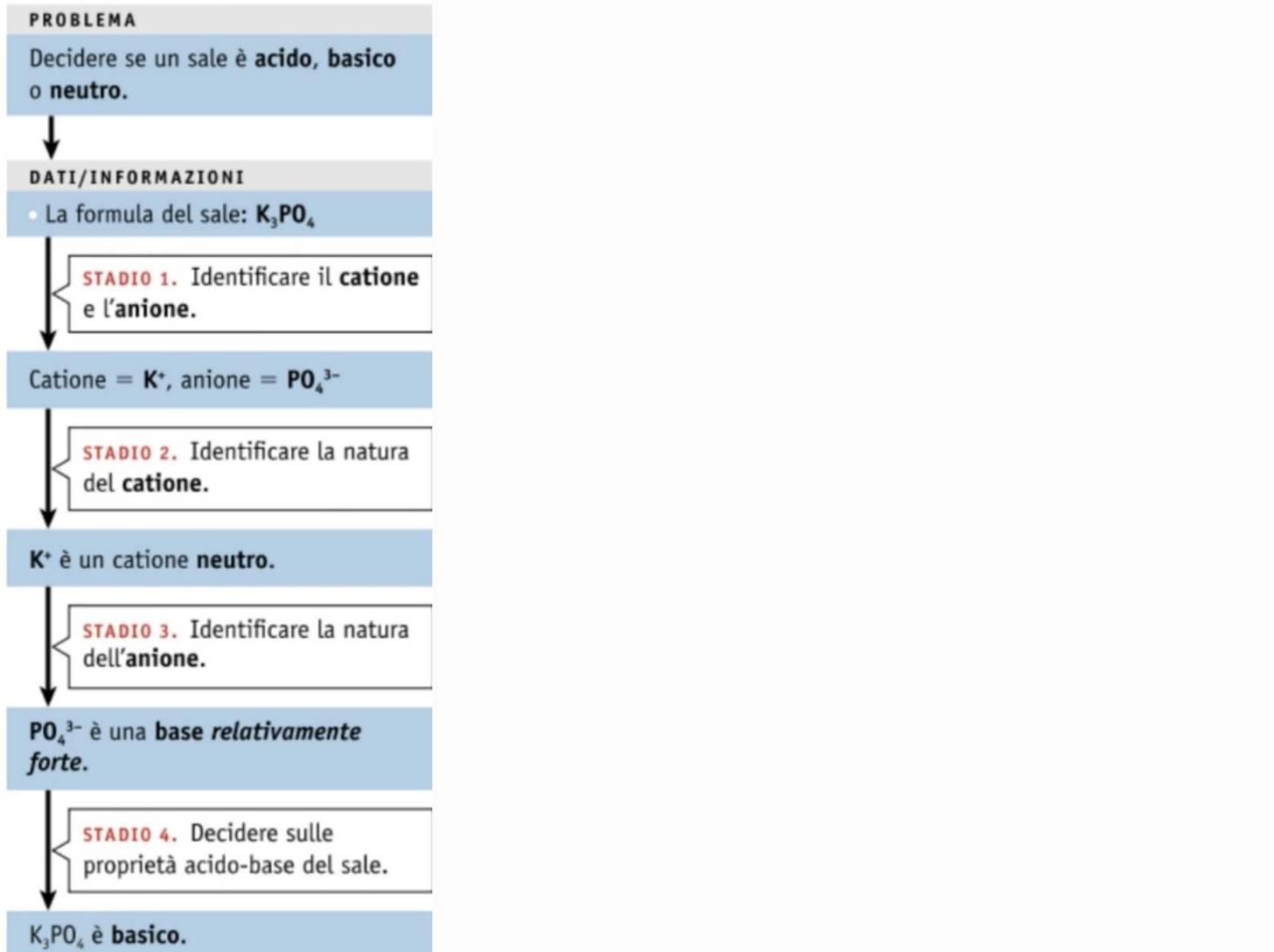
Forza dell'acido crescente

Forza della base crescente

*I valori di K_a per HS^- e K_b per S^{2-} sono stimati.

SALE ACIDO O BASICO

Percorso strategico del problema 17.2



TIPI DI REAzioni ACIDO-BASE

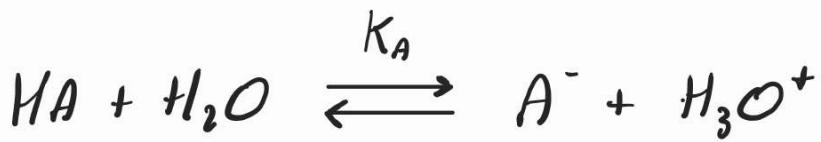
Tabella 17.5 Caratteristiche delle reazioni acido-base

Tipi	Esempio	Equazione ionica netta	Specie presenti dopo il mescolamento di quantità molari eguali; pH
Acido forte + base forte	$HCl + NaOH$	$H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons 2 H_2O(l)$	$Cl^-, Na^+, pH = 7$
Acido forte + base debole	$HCl + NH_3$	$H_3O^+(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + H_2O(l)$	$Cl^-, NH_4^+, pH < 7$
Acido debole + base forte	$HCO_2H + NaOH$	$HCO_2H(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons HCO_2^-(aq) + H_2O(l)$	$HCO_2^-, Na^+, pH > 7$
Acido debole + base debole	$HCO_2H + NH_3$	$HCO_2H(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons HCO_2^-(aq) + NH_4^+(aq)$	HCO_2^-, NH_4^+, pH dipende da K_a e K_b di acido e base coniugati

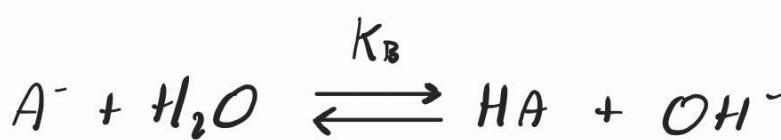
SOLVATION TAMPOONE

SOLUZIONI NELLE QUALI IL PH VARIA DI POCO
PER MODERATE AGGIUNTE DI ACIDO O DI BASE

ACIDO DEBOLÉ HA + BASE CONVUGATA A⁻



- i) C_A C_B 0
 f) $C_A - x$ $C_B + x$ x



- i) $C_B + x$ $C_A - x$ 0
 f) $C_B + x - y$ $C_A - x + y$ y

$$[HA] = C_A - x + y \quad [A^-] = C_B + x - y$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad [\text{OH}^-] = y$$

$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(C_B + x - y)(x)}{C_A - x + y}$$

$$K_B = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{(C_A - x + y)(y)}{C_B + x - y}$$

ACIDO DEBOLE $K_b \ll K_a$ TRASCURABILE

$$K_A = \frac{(C_B + x) x}{C_A - x} \quad \text{ACIDO SE BOLLE} \quad x \ll C_A$$

$$K_A = \frac{C_B}{C_A} x \quad \rightarrow \quad \frac{C_A}{C_B} = \frac{n_A}{n_B} \quad \rightarrow \quad x = [H^+] = \frac{C_A}{C_B} K_A$$

Percorso strategico del problema 18.2

PROBLEMA

Calcolare il pH di una soluzione tampone.

DATI/INFORMAZIONI

- Concentrazione dell'**acido debole**
 - Concentrazione della **base coniugata**
 - Valore di K_a dell'acido

STADIO 1. Scrivere l'equazione bilanciata e l'espressione di K_a , poi costruire una tabella ICE.

Espressione di K_a e tabella ICE

STADIO 2. Inserire le concentrazioni di equilibrio nella tabella ICE.

All'equilibrio
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = x$
 $[\text{Acido debole}] = \text{conc. iniziale} - x$
 $[\text{Base coniugata}] = \text{conc. iniziale} + x$

STADIO 3. Inserire le concentrazioni di equilibrio in K_p .

Esprimere K_a con le concentrazioni di equilibrio in termini di x

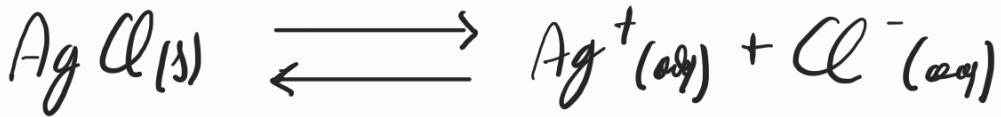
STADIO 4. Risolvere l'espressione di K per x .

Valore di $[H_3O^+]$

STADIO 5. Convertire H_3O^+ in pH.

pH della soluzione

SOLUBILITÀ



$$K_s = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]} \underset{\text{NO!!!}}{=} [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

AgBr AgI COMPATIBILI

EFFETTO IONE COMUNE: EFFETTO DOVUTO ALLA DISSOLUZIONE IN UNA SOLUZIONE DI DUE SOLUTI

ELETROCHIMICA

$$\text{LEGGE DI NERNST: } E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{RED}]^n}{[\text{Ox}]^m}$$

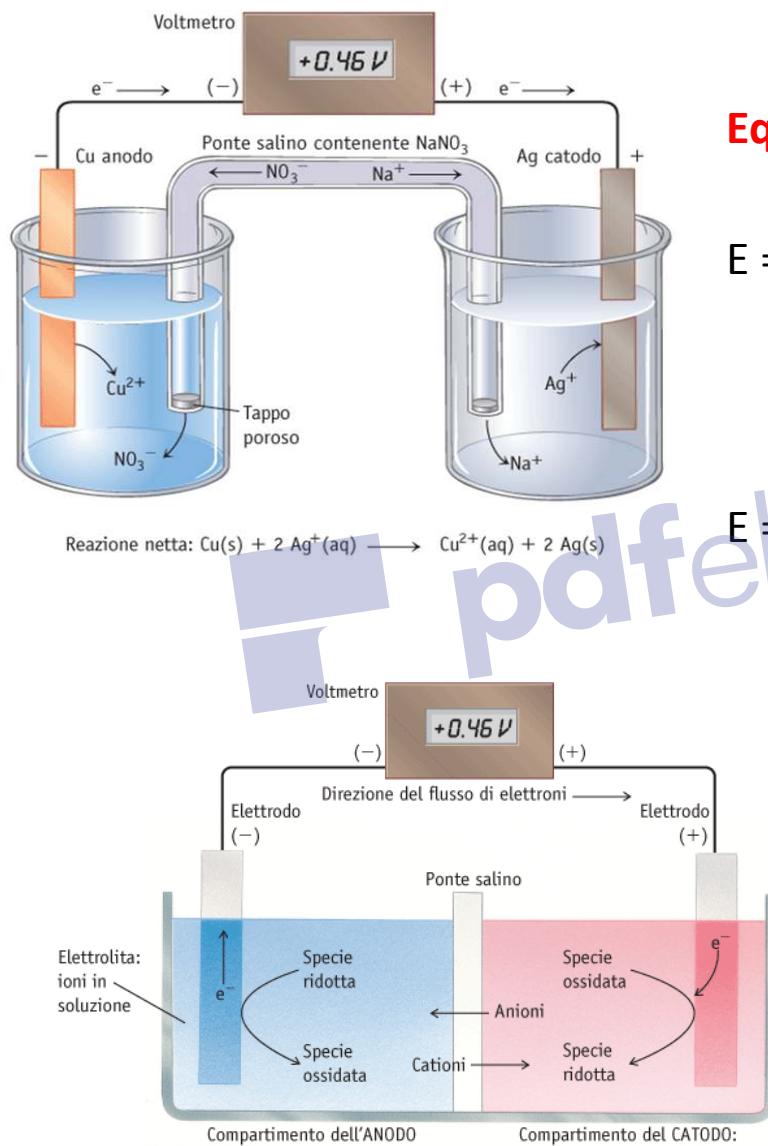
CATODO: SENSERIZZATO CON POTENZIALE PIÙ ALTO

ANODO: SENSERIZZATO CON POTENZIALE PIÙ BASSO

CATODO: RIDUZIONE ANODO: OSSIDAZIONE

$$E_{EM} = E_{\text{CATODO}} - E_{\text{ANODO}}$$

PILE



Potenziale di semicella

$a\text{ Ox} + n \rightarrow b\text{ Red}$

Vale a 25°C

Equazione di Nerst

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Red}]^a}{[\text{Ox}]^b} = E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[\text{Red}]^a}{[\text{Ox}]^b}$$



Vale a tutte le temperature

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

FIGURA 20.6 Un riepilogo sul funzionamento delle celle voltaiche. Gli elettroni si muovono dall'anodo, il sito di ossidazione, attraverso il circuito esterno, al catodo, il sito di riduzione. Il bilanciamento della carica in ogni semicella avviene attraverso la migrazione di ioni attraverso il ponte salino. Ioni negativi si muovono dalla semicella dove avviene la riduzione a quella di ossidazione e ioni positivi si muovono in direzione opposta.

EUTALPIA

Percorso strategico del problema 5.8

PROBLEMA

Legge di Hess: Calcolare Δ,H° per la reazione **richiesta** dai valori di Δ,H° delle altre reazioni.



DATI/INFORMAZIONI

Tre reazioni con valori noti di Δ,H°



STADIO 1. Combinare le equazioni con i valori di Δ,H° per ottenere l'equazione richiesta.

Equazione richiesta



STADIO 2. Sommare i valori di Δ,H° delle equazioni la cui somma fornisce l'equazione richiesta.

Δ,H° per la reazione richiesta

CHIMICA ORGANICA

CHIMICA DEI COMPOSTI DI CARBONIO

I GRUPPI FUNZIONALI

IDROCARBURI : CARBONIO E IDROGENO $C_x H_y$

- ALCANI: LEGAMI SINGOLI (IDROCARBURI SATURI)

- ALCANI LINEARI:

UNA SOLA CATENA DI CARBONIO

- ALCANI RAMIFICATI:

PIÙ CATENE DI CARBONIO

- ALCHENI: DOPPI LEGAMI (IDROCARBURI INSATURI)

- ALCHINI: TRIPPI LEGAMI (IDROCARBURI INSATURI)

ALOGENO ALCANI: CARBONIO, IDROGENO - ALOGENO

ALCOLI: GRUPPO FUNZIONALE $-OH$

ETERE: OSSIGENO LEGATO A DUE CATENE

ALDEIDI: GRUPPO FUNZIONALE CARBONILE

$C=O$ TERMINALE

CETONI: GRUPPO FUNZIONALE CARBONILE

$C=O$ INTERNO ALLA MOLECOLO

ACIDO CARBOSSILICO: PRESENTI I GRUPPI FUNZIONALI

$C=O$ E $-OH$

AMMINA: GRUPPO FUNZIONALE $-NH_2$

NOomenclatura ALcani

ALcani LINEARI:



PENTANO



ESANO



EPTANO



OTTANO

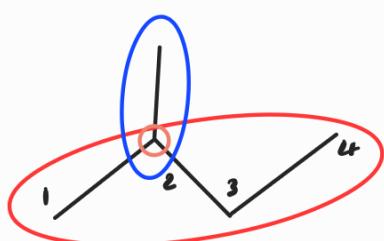


NONANO

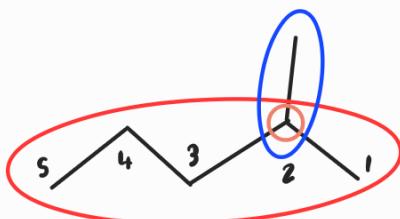


DECANO

ALcani RAMIFICATI:



2 - METILBUTANO



CATENA PRINCIPALE: CATENA PIÙ LUNGA
BUTANO

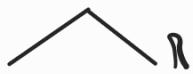
CATENA SOSTITUENTE: -ANO → -ILE
METANO → METILE

POSIZIONE SOSTITUENTE: SI CERCA DI
DARE IL NUMERO PIÙ BASSO AI
SOSTITUENTI (2 NON 3)
IN ORDINE ALFABETICO

2 - METILPENTANO



METHYL

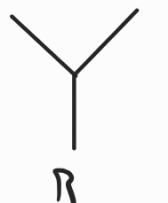


ETHYL

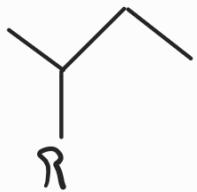


NORMAL-PROPYL

n-PROPYL



ISO PROPYL

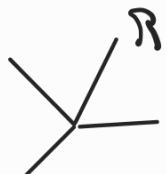


ISO BUTYL



NORMAL-BUTYL

n-BUTYL



TERT-BUTYL

ISOMERI

- ISOMERI COSTITUZIONALI:

STESSE QUANTITÀ CHE SI LEGANO IN MANIERA DIVERSA



ETANOL



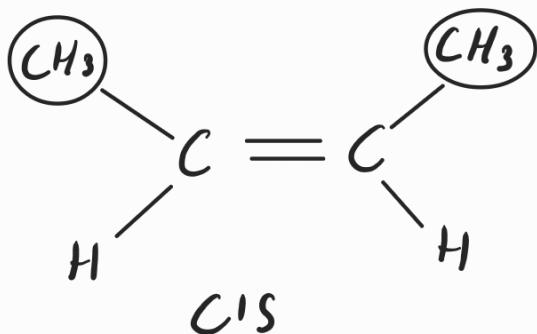
DIMETILETERE



MOLECOLE CON PROPRIETÀ FISICO-CHIMICHE DIFFERENTI

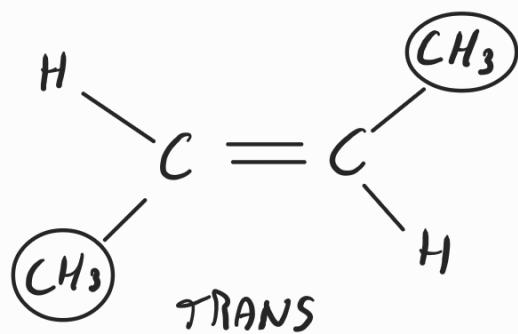
- STEREOISOMERI

- DIASTEREOISOMERI: STESSI ATOMI, STESSO ORDINE DI LEGAME, DIVERSA DISPOSIZIONE NELLO SPAZIO



CIS

(METHILI PARALLELI RISPETTO
AL DOPPIO LEGAME)

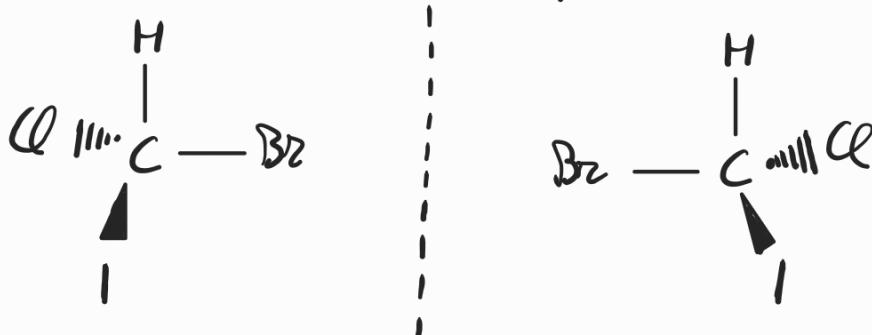


TRANS

(METHILI OPPosti RISPETTO
AL DOPPIO LEGAME)

PROPRIETÀ CHIMICO-FISICHE DIVERSE

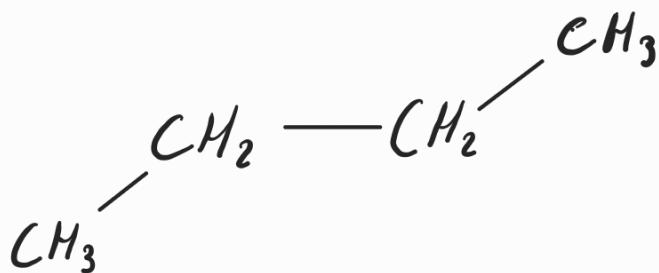
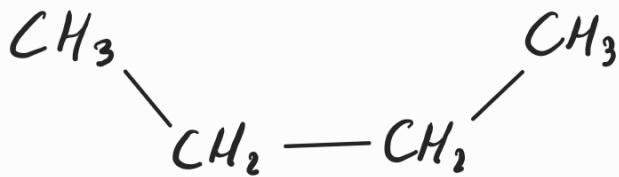
- ENANTIOMERI: UN ISOMERO È L'IMMAGINE SPECULARE DELL'ALTRO, NON SOVRAPPONIBILI



UN CARBONIO LEGATO A 4 GRUPPI DIVERSI
C È UN CENTRO STEREOGENICO, PORTA
LA MOLECOLA A ESSERE CHIRALE

PROPRIETÀ CHIMICO-FISICHE SPESO UGUALI
MA DIVERSA ATTIVITÀ BIOLOGICA

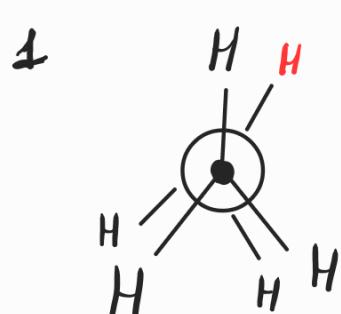
• CONFORMERI: ISOMERIA CONFORMATIVA



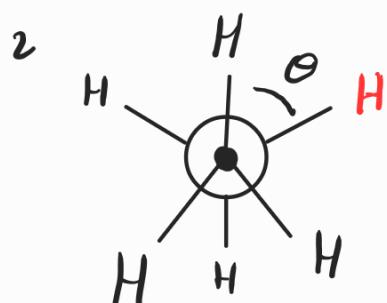
STESSA MOLECOLA CHE A SECONDA DELLA ROTAZIONE
PUÒ TROVARSI IN CONFORMAZIONI DIVERSE

PROIEZIONI DI NEWMAN

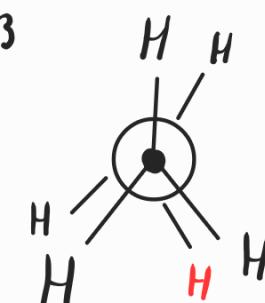
C_2H_6 ETANO



CONFORMAZIONE
ECLISSATA



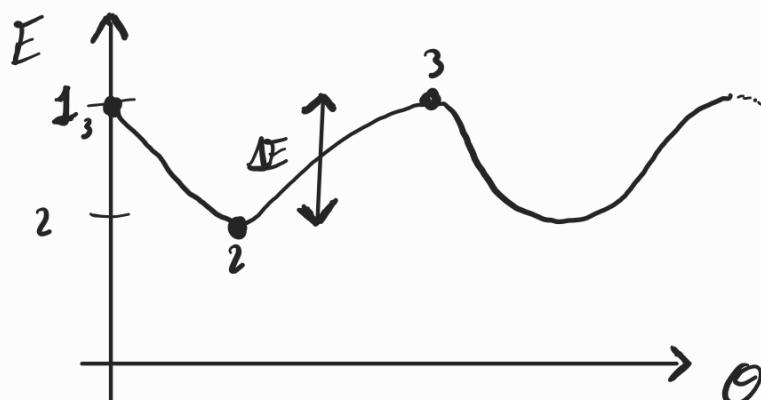
CONFORMAZIONE
SFALDATA



CONFORMAZIONE
ECLISSATA

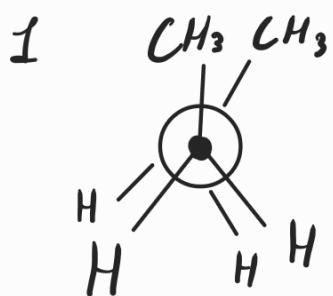
CONFORMAZIONE ECLISSATA È UNO STABILE DELLA
CONFORMAZIONE SFALDATA A CAUSA DELL'INCONTRIBUTO STERICO

TRA GLI IDROGENI C'È UNA FORZA DI TIPO REPOLUSIVO

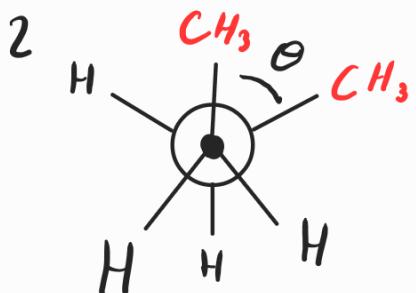


$\Delta E >$ INCONTRIBUTO >
STERICO

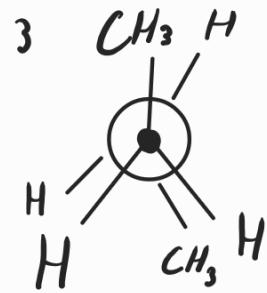
C_4H_{10} BUTANO



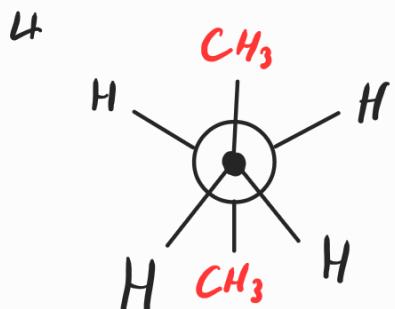
CONFORMAZIONE
ECLISSATA
MOLTO INSTABILE



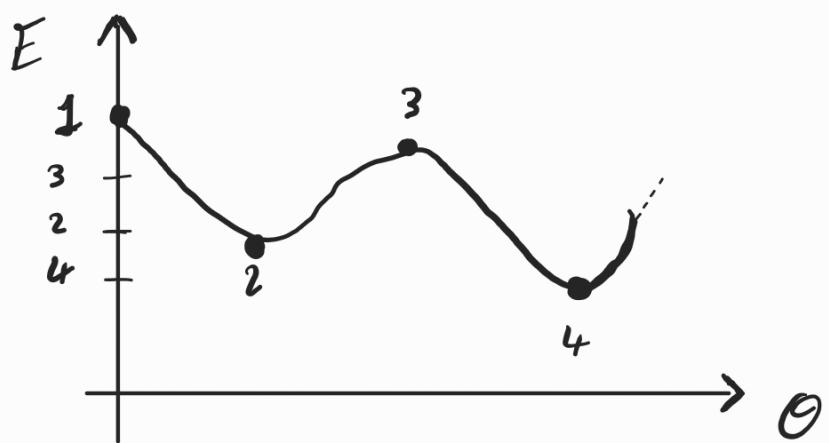
CONFORMAZIONE
GAUCHE



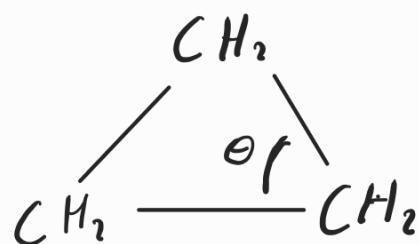
CONFORMAZIONE
ECLISSATA



CONFORMAZIONE
ANTI
MOLTO STABILE



CICLOALCANI

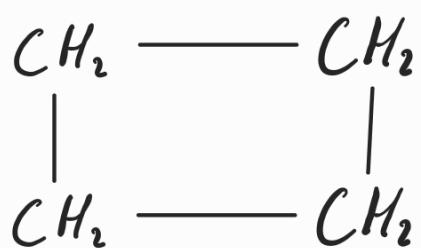


CICLOPROPANO



$\Theta = 60^\circ < 109,5^\circ \Rightarrow$ DESTABILIZZAZIONE

ENERGIA DI DESTABILIZZAZIONE:
TENSIONE DI ANELLO



CICLOBUTANO

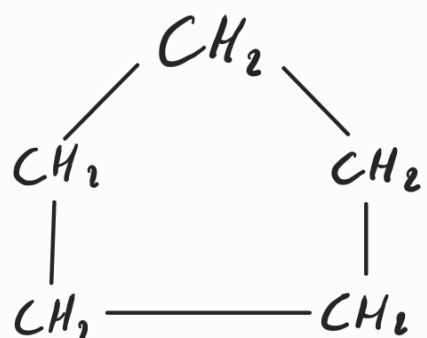


$\Theta < 109,5^\circ$



FORMA
REALE

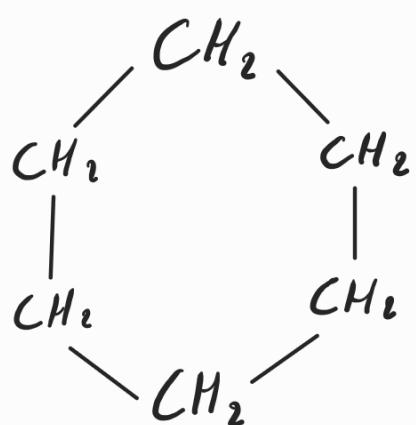
(NON PLANARE)



CICLOPENTANO

STRUTTURA NON PERFETTAEMENTE PLANARE

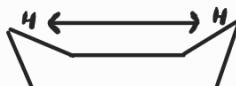
MOLTO STABILE $\Theta \approx 109^\circ$



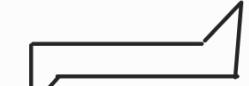
CICLOESANO

STRUTTURA NON PERFETTAEMENTE PLANARE

MOLTO STABILE $\Theta \approx 109,5^\circ$



CONFORMAZIONE
A BARCA

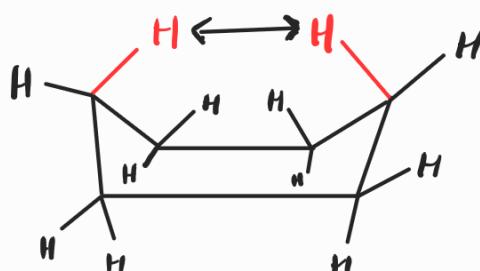


PIÙ STABILE

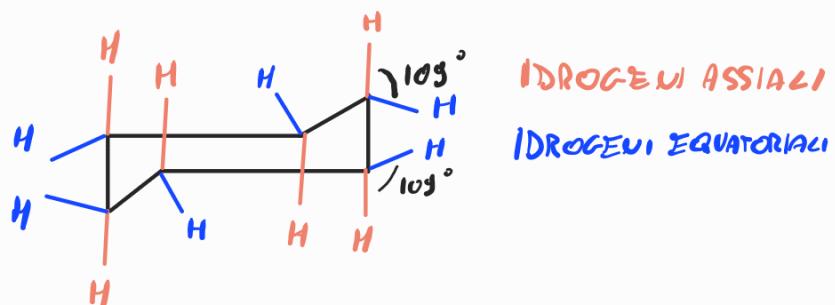
IDROGENI VICINI
NON STABILE



CONFORMAZIONE A BARCA



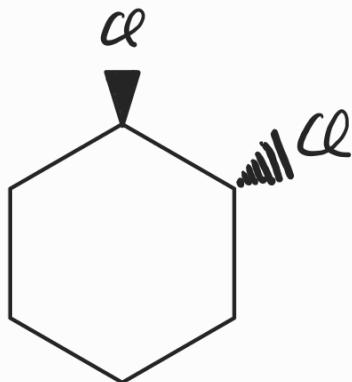
CONFORMAZIONE A SEDIA



IDROGENI ASSIALI
IDROGENI EQUATORIALI

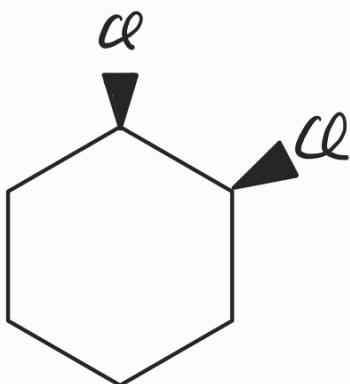
- ISOMERIA NEI CICLOESANI DISOSTITUITI

1,2-DICLOROCICLOESANO



ISOMERO TRANS
PIÙ STABILE

TRANS-1,2-DICLOROCICLOESANO



ISOMERO CIS
MENO STABILE

CIS-1,2-DICLOROCICLOESANO

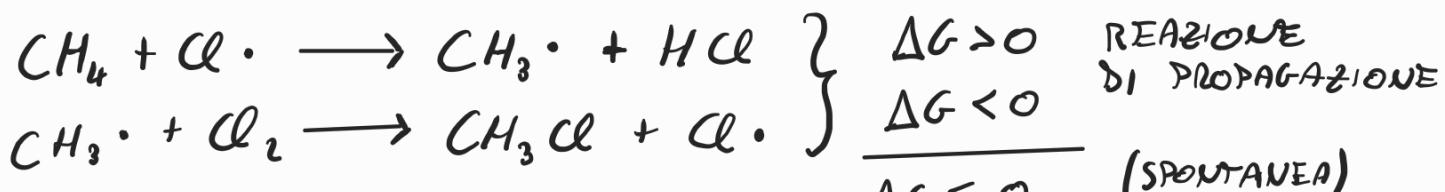
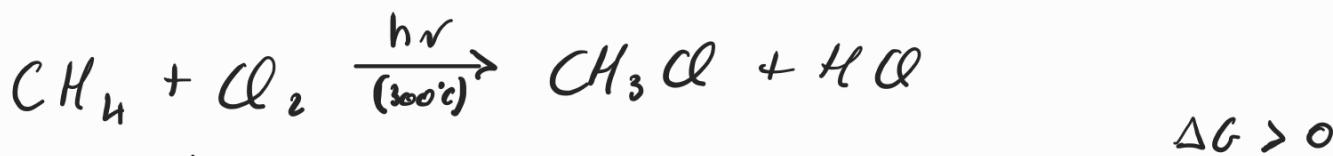
I SOSTITUENTI VANO MESSI IN POSIZIONE ASSIALE
O IN POSIZIONE EQUATORIALE?

È SEMPRE MEGLIO METTERE I SOSTITUENTI IN
POSIZIONE EQUATORIALE PIÙ LONTANA RISPETTO A H

SE LA MOLECOLA È CIS UNO EQUATORIALE UNO ASSIALE

SE LA MOLECOLA È TRANS ENTRAMBI EQUATORIALI
+ STABILE

ALOGENAZIONE RADICALICA DEGLI ALCANI

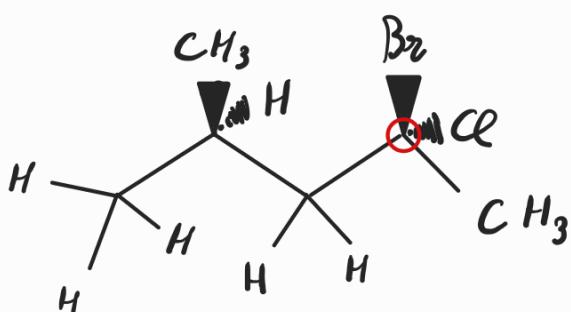


STEREOISOMERIA

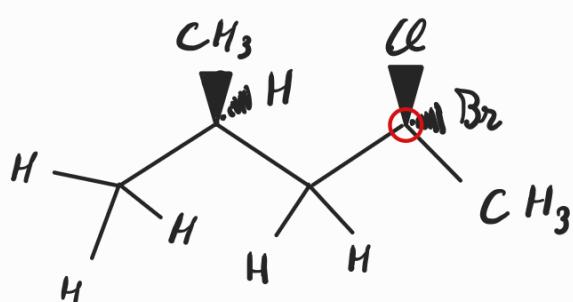
ENANTIOMERI: IMMAGINI SPECULARI NON SOVRAPPONIBILI
DUE MOLECOLE CON QUESTA PROPRIETÀ SI DICONO CHIRALI

UNA MOLECOLA CHIRALE NON CONTIENE UN ASSE IMPROPRI
DI SIMMETRIA (NON CONTIENE NE ASSI NE PIANI DI SIMMETRIA)

INDIZIO DI CHIRALITÀ: CARBONIO LEGATO A 4 GRUPPI DIVERSI
CARBONIO STEREOCENICO



CARBONIO STEREOCENICO



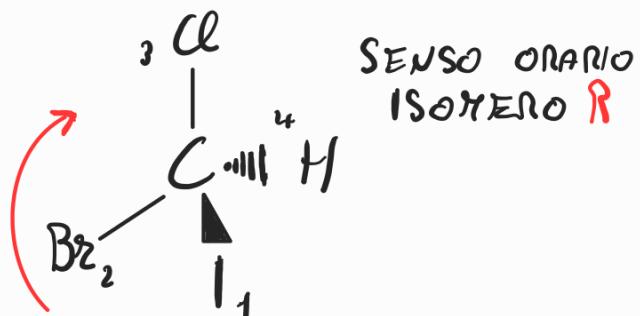
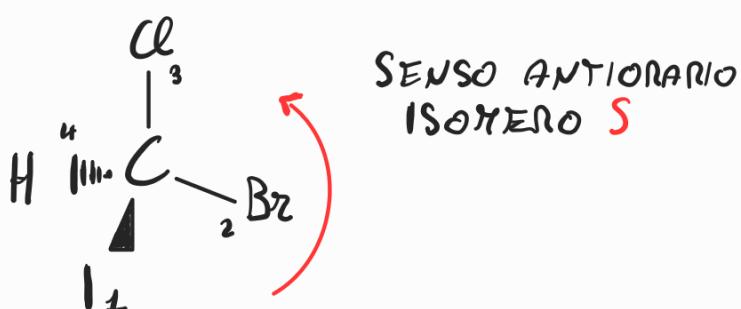
QUESTE DUE MOLECOLE SONO ENANTIOMERI:
SOLO DUE ATOMI SCAMBIAZI

POTERE OTICO ROTATORIO: ROTAZIONE DEL PIANO DI POLARIZZAZIONE
DUE ENANTIOMERI HANNO LO STESSO POTERE OTICO ROTATORIO
MA IN SENSO OPPOSTO

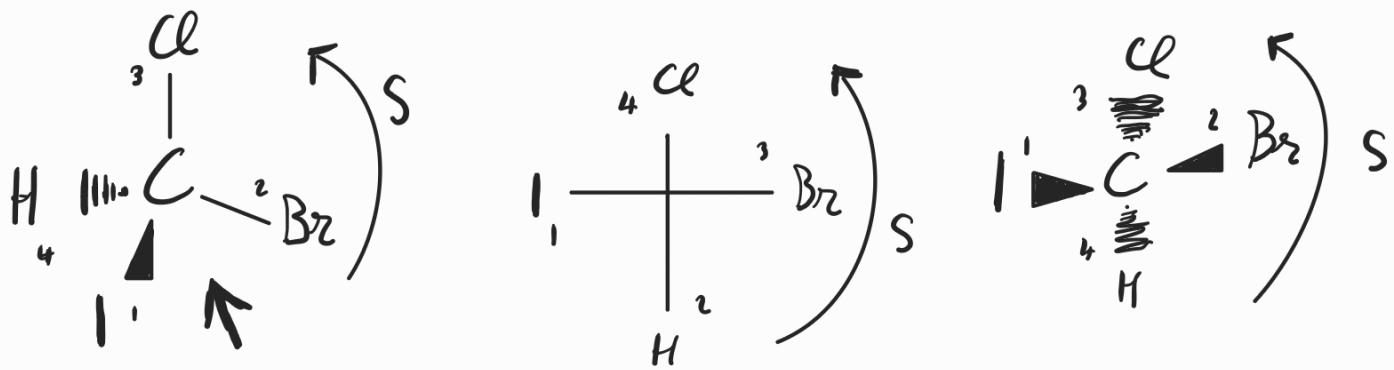
PRIORITÀ SOSTITUENTI:

1. NUMERO ATOMICO
2. CONTINUA LUNGO LA CATENA
3. DOPPI E TRIPPI LEGAMI VENGONO CONSIDERATI LEGAMI SINGOLI CON ATOMI DI CARBONIO

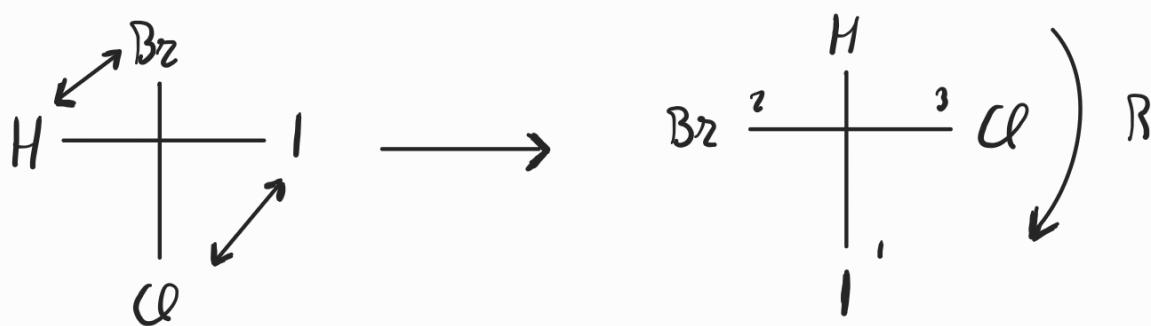
SOSTITUENTE CON PRIORITÀ MINORE DIETRO



PROIEZIONI DI FISCHER

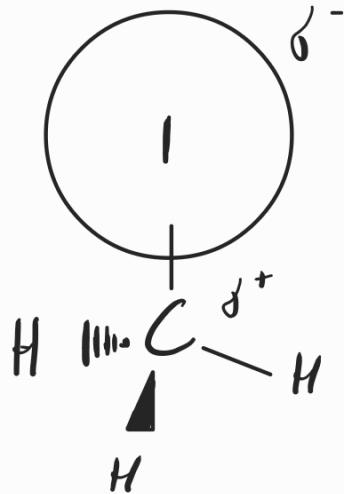
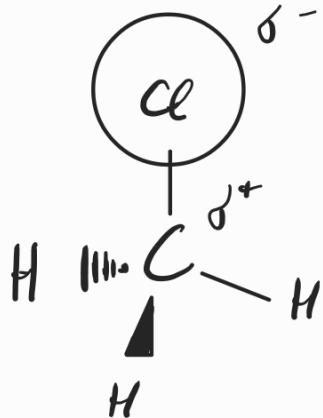
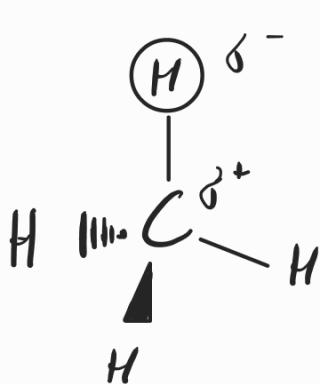


CROCE DI FISHER
VERTICALI INDIETRO
ORIZZONTALI DAVANTI



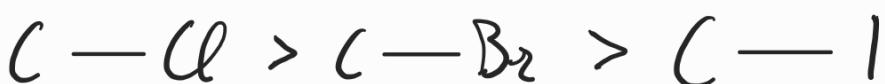
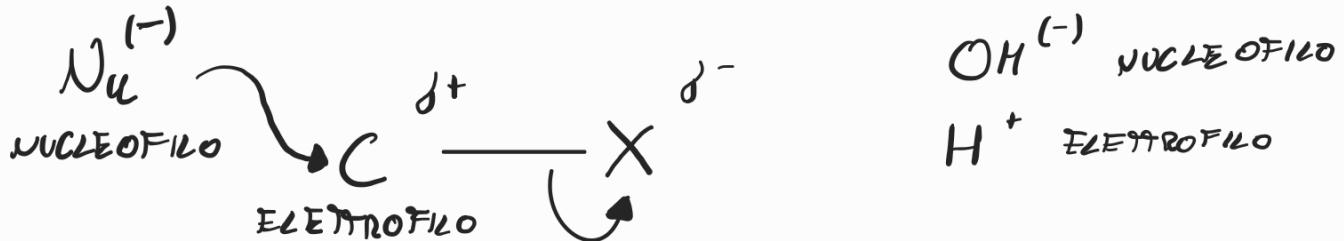
PER PORTARE L'IDROGENO DIETRO SENZA CAMBIARE
MOLECOLA SI DEVONO EFFETTUARE DUE SCambi
UN SOLO SCAMBIO Cambia ENANTIOMERO

SOSTITUZIONI NUCLEofile

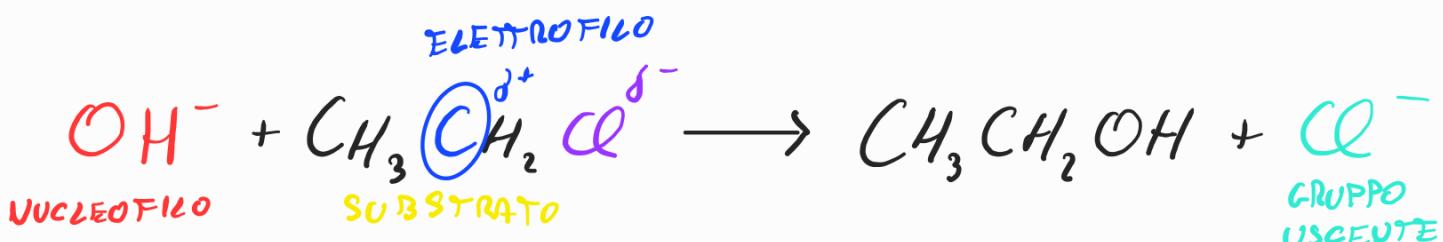


EFFETTI DELL' ALOGENO:

- ELETTRONEGATIVITÀ
- POLARIZZABILITÀ (ATOMO PIÙ GRANDE >)



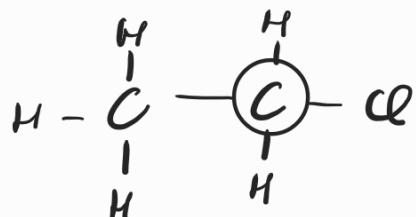
LA SOVRAPPOSIZIONE TRA GLI ORBITALI
È MENO EFFICACE



SOSTITUZIONI NUCLEofile CON NUCLEOFILI FORTEI
RICHIEDONO UN SUBSTRATO PRIMARIO

NUCLEOFILO (Nu)	SUBSTRATO (S)	SOSTITUZIONE
FORTE	PRIMARIO	✓
FORTE	TERZIARIO	✗
DEBOLE	PRIMARIO	✗
DEBOLE	TERZIARIO	✓

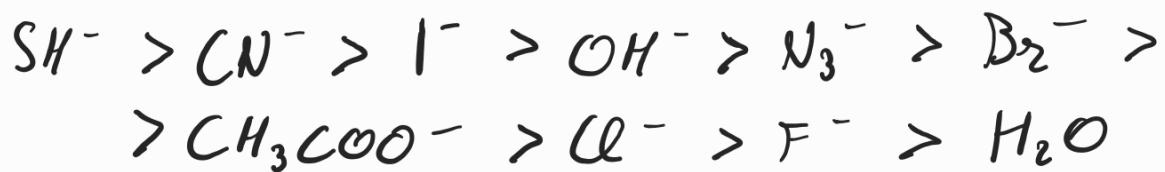
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ SUBSTRATO PRIMARIO



CARBONIO ALOGENATO LEGATO SOLO
AD UN ALTRO CARBONIO

SUBSTRATO	# CARBONI LEGATI AL CARBONIO ALOGENATO
PRIMARIO	1
SECONDARIO	2
TERZIARIO	3

NUCLEOFILI FREQUENTI IN ORDINE DI NUCLEOFILITÀ:



ORDINE DI REATTIVITÀ DEI SUBSTRATI



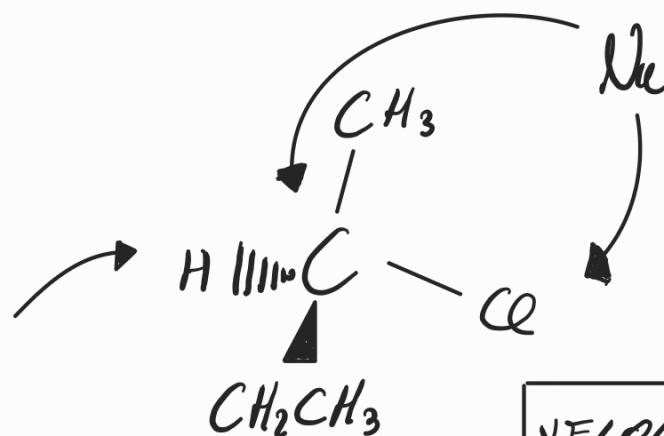
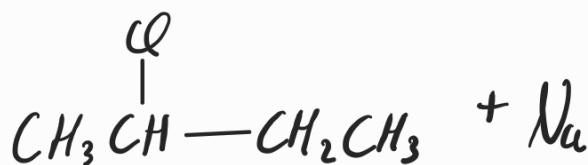
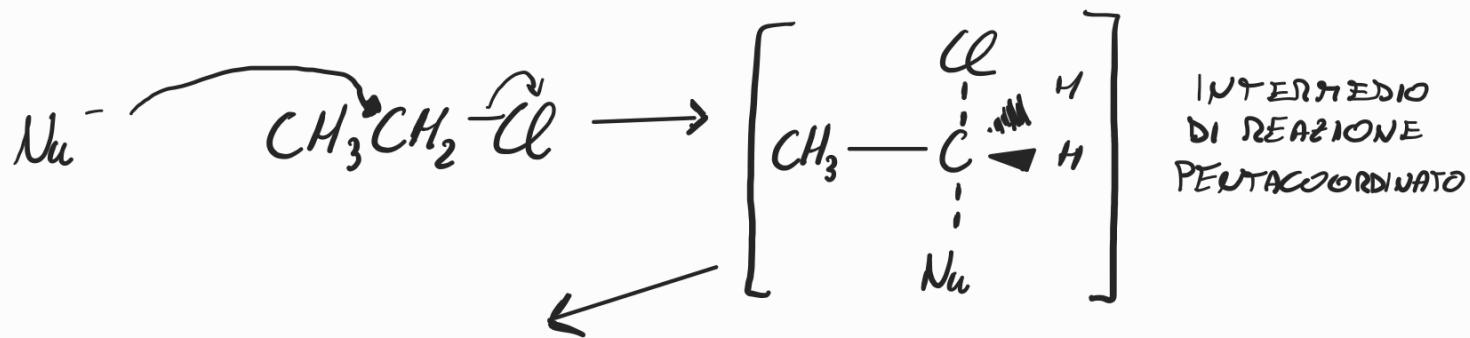
1. $\text{Nu}^{(-)}$ FORTE
(NON INCOMBRANTE) S PRIMARIO SN2

2. $\text{Nu}^{(-)}$ DEBOLE S TERZIARIO SN1

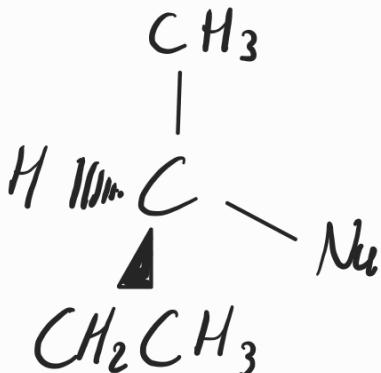
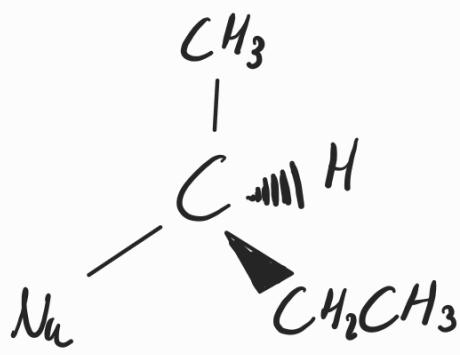
SOSTITUZIONI NUCLEOFILE BIMOLECOLARI SN2

NUCLEOFILO FORTE

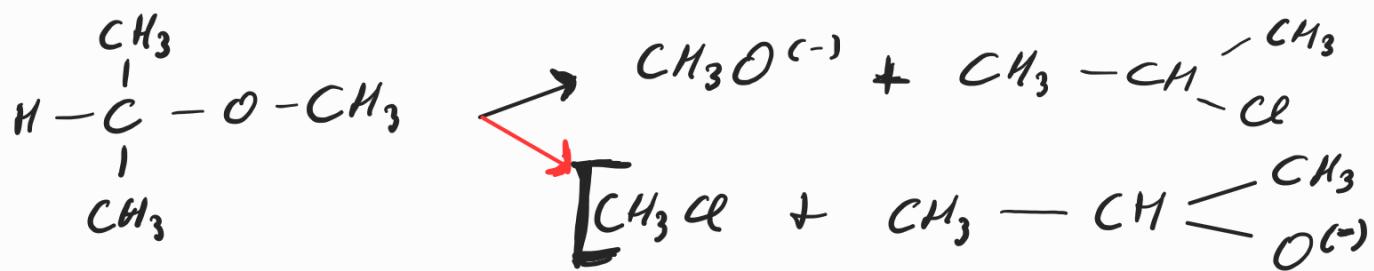
SUBSTRATO PRIMARIO



$$\boxed{\text{VELOCITÀ DI REAZIONE} \quad V = K [s][\text{Nu}]}$$



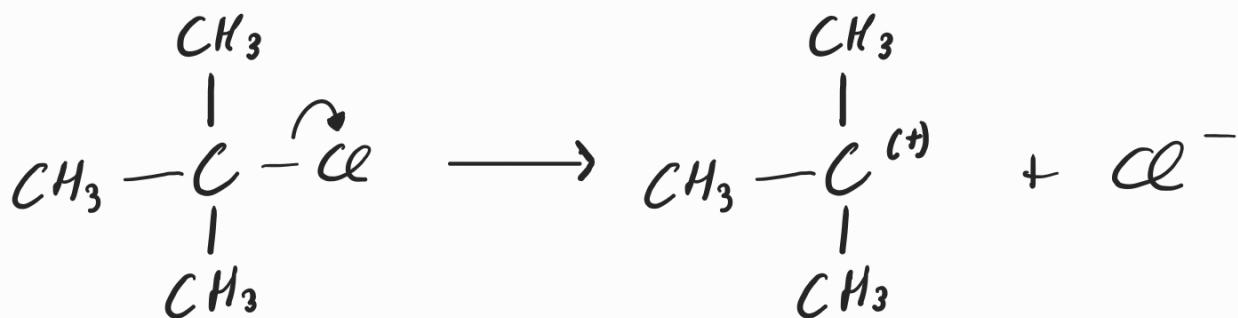
SINTESI DI WILLIAMSON DEGLI ETERI



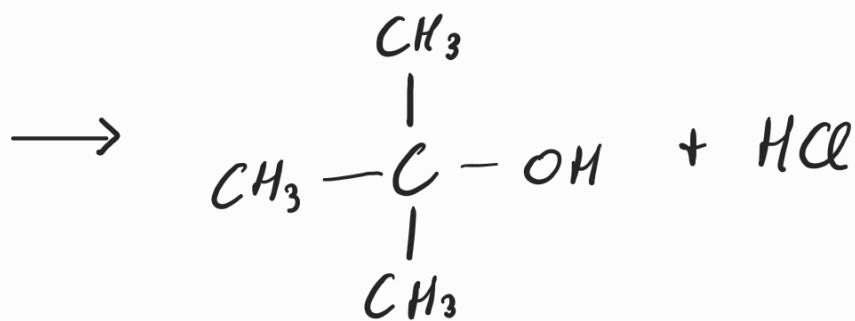
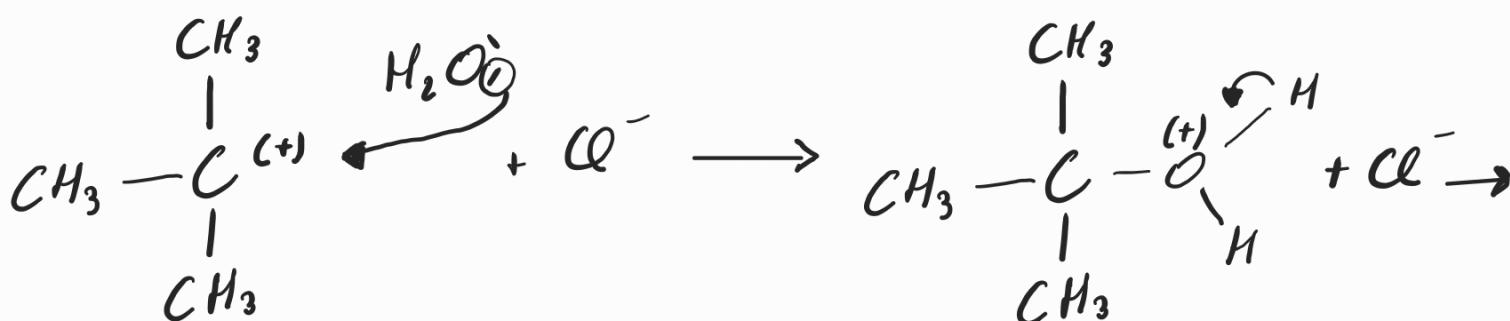
SOSTITUZIONI NUCLEOFILE UNIMOLECOLARI SN1

NUCLEOFILO DEBOLE

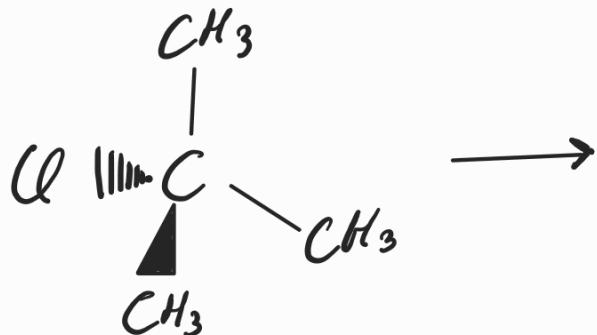
SUBSTRATO TERNARIO



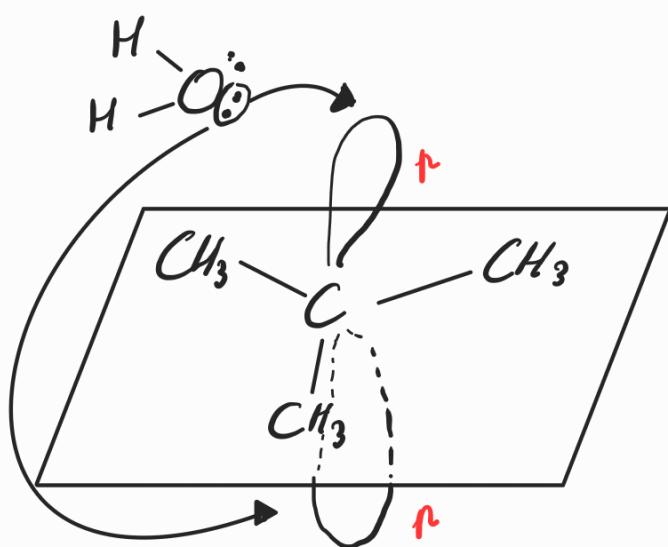
CARBOCATIONE
SPECIE ALTAMENTE ELETROFILE



VELOCITÀ DI
REAZIONE
 $V = k [\text{SUBSTRATO}]$



TETRAEDRICA

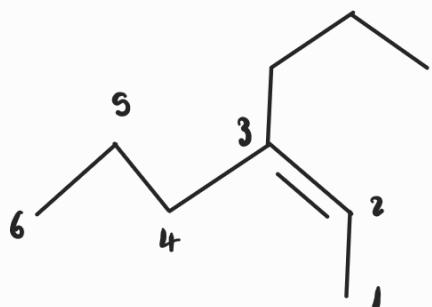


TRIGONALE PIANARE

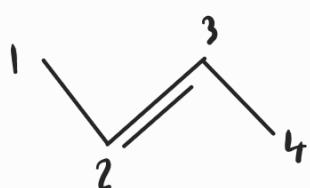
DA UNA SN1 OTTENIAMO UNA MISCELA DI ENANTIOMERI:
GLI ENANTIOMERI: MISCELA RACEMA

Nomenclatura degli Alcheni

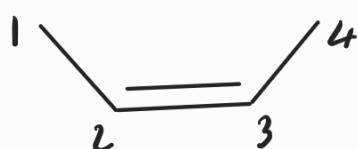
-ENE



3-PROPYL-2-ENE

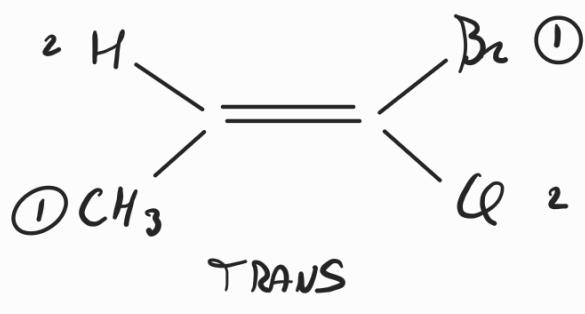


TRANS - 2 - BUTENE

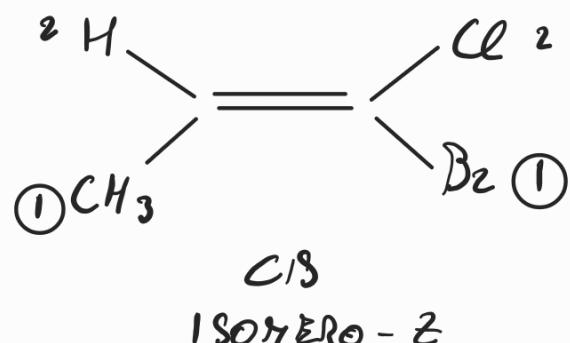


CIS - 2 - BUTENE

DEFINIREMO UNA PRIORITY PER LATO:



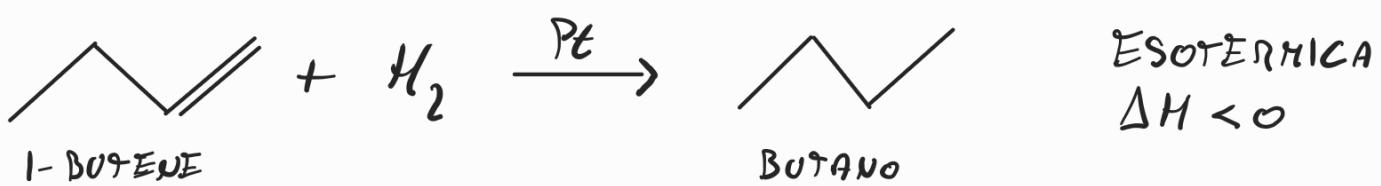
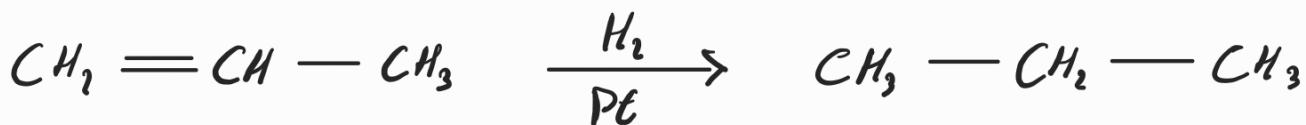
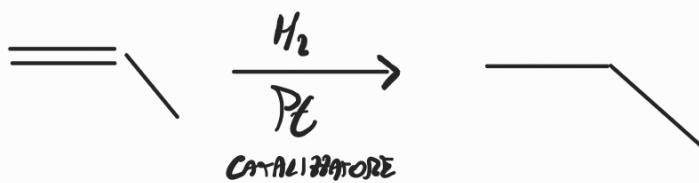
TRANS
ISOMERO-E



CIS
ISOMERO-Z

1-BROMO-1-CLORO-2-METIL-1-PROPENE

REAZIONI DI IDROGENAZIONE DEGLI ALCHENI

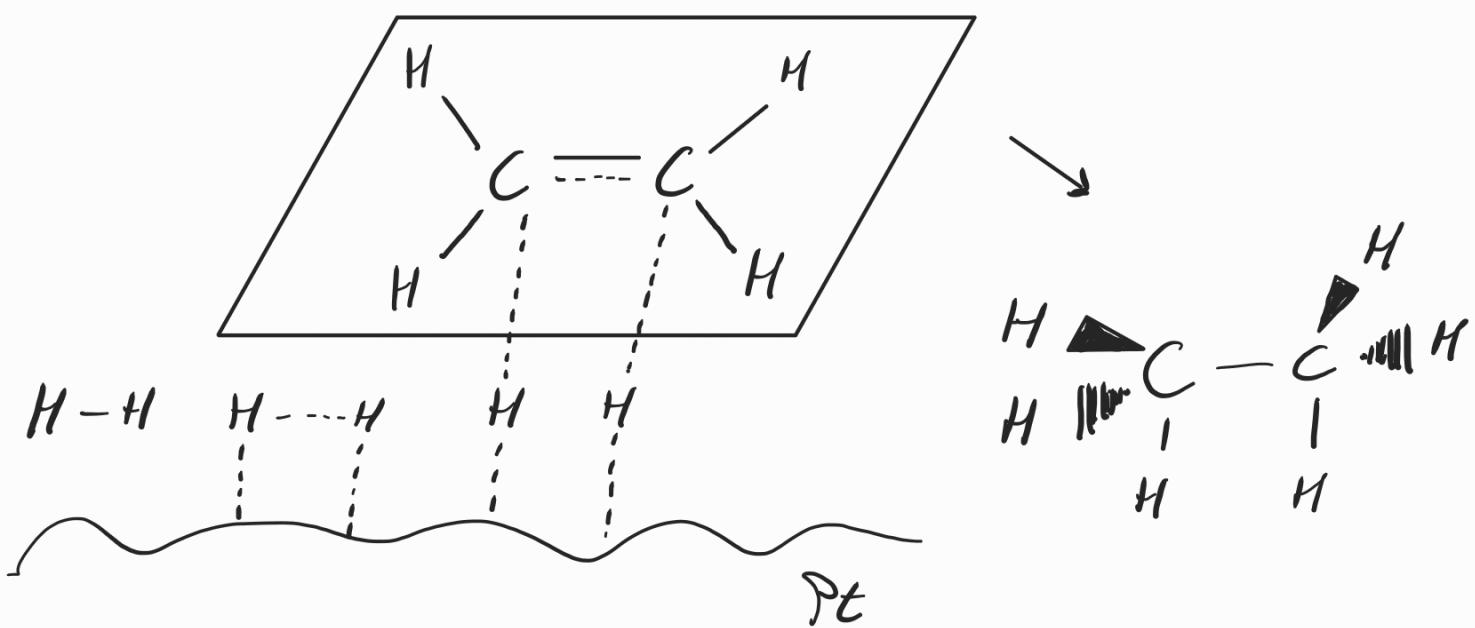


GLI ALCHEMI PIÙ SOSTITUITI SONO PIÙ STABILI

2-BUTENE È PIÙ STABILE DI 1-BUTENE

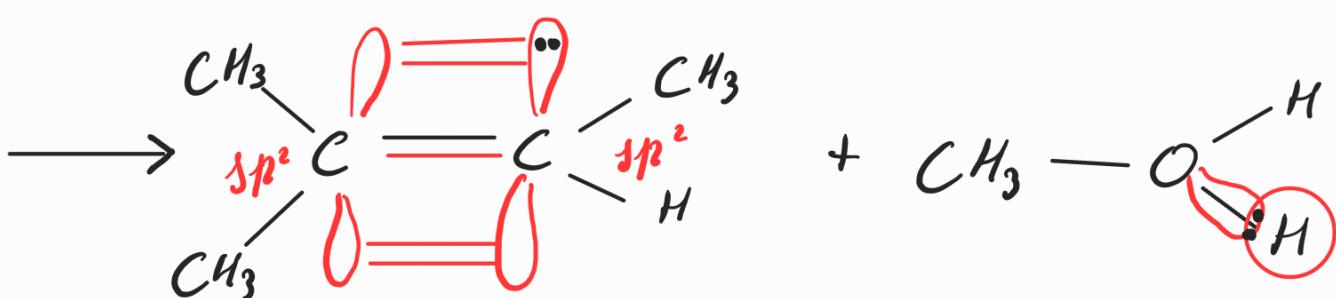
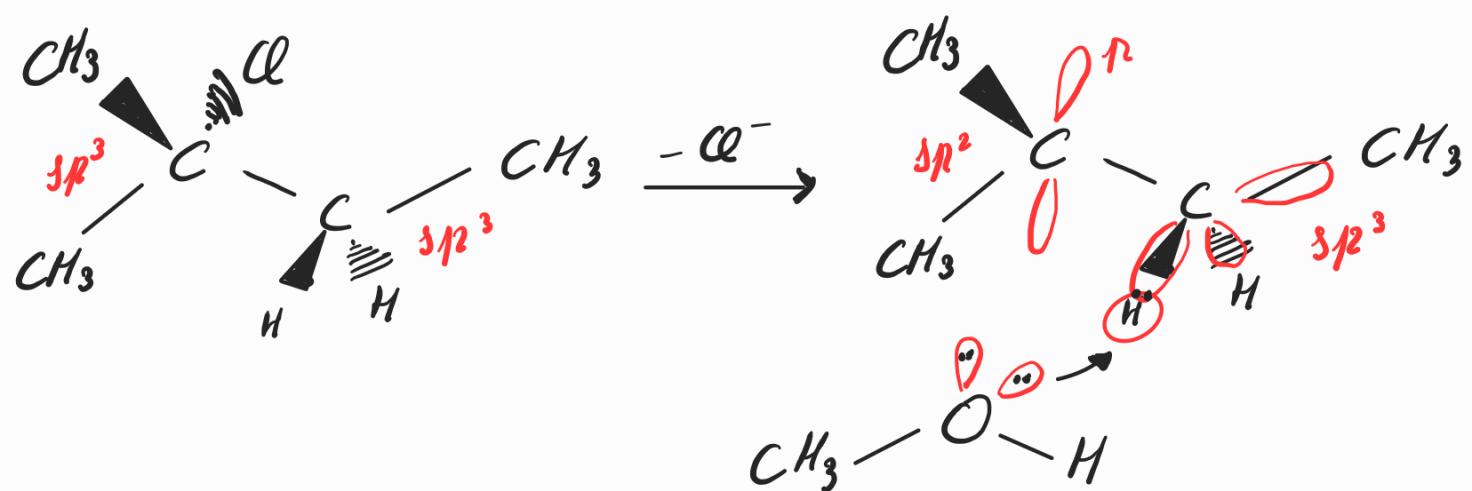
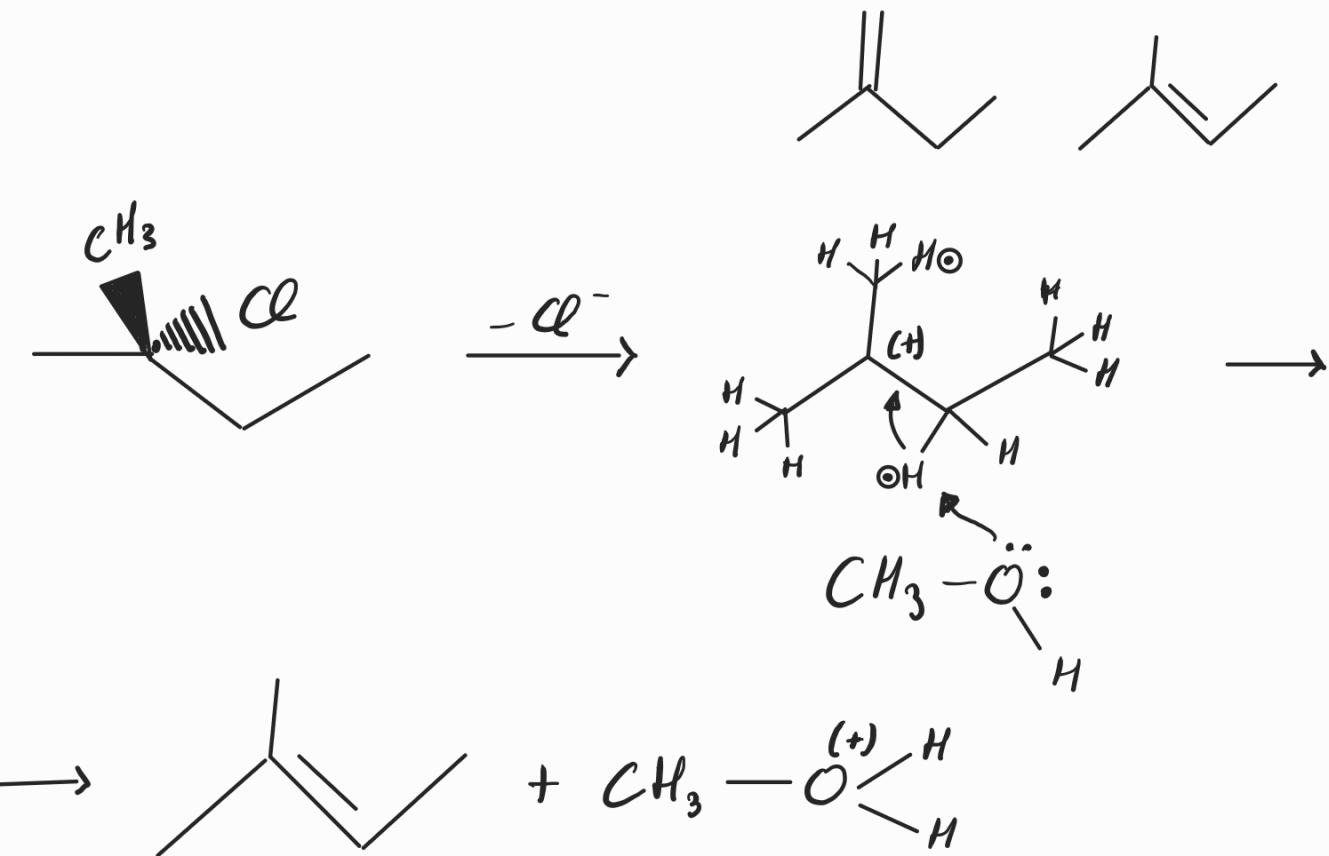
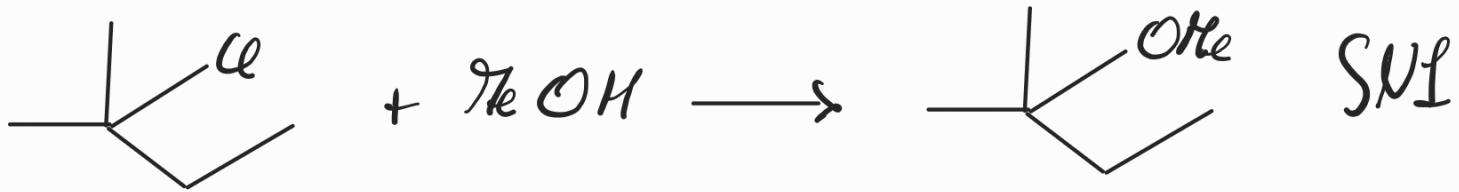
TRANS-2-BUTENE PIÙ STABILE DI CIS-2-BUTENE

CATALIZZATORI

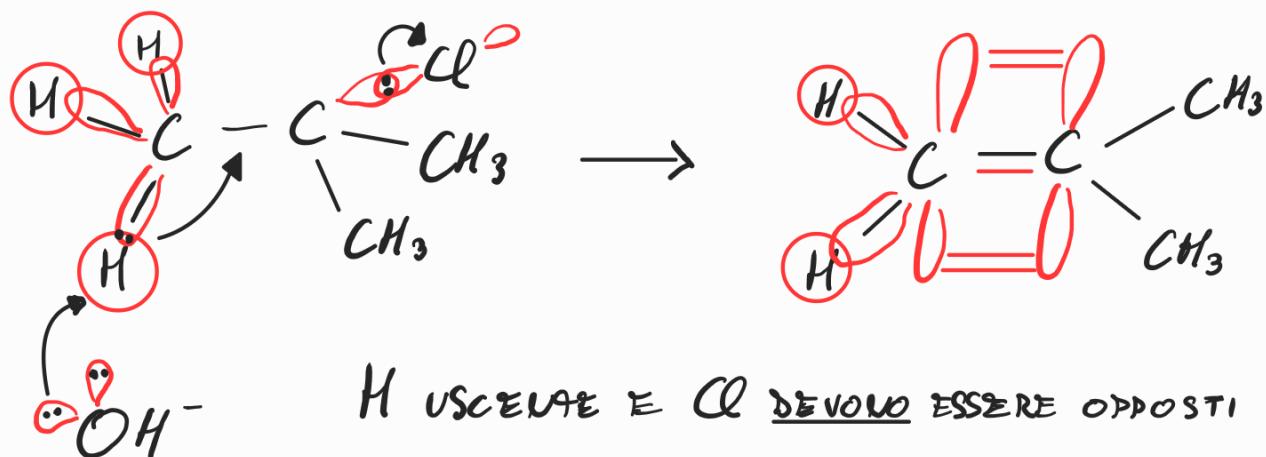
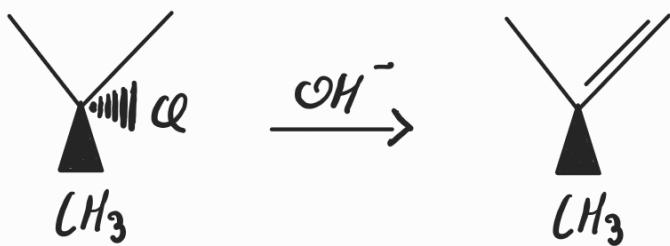
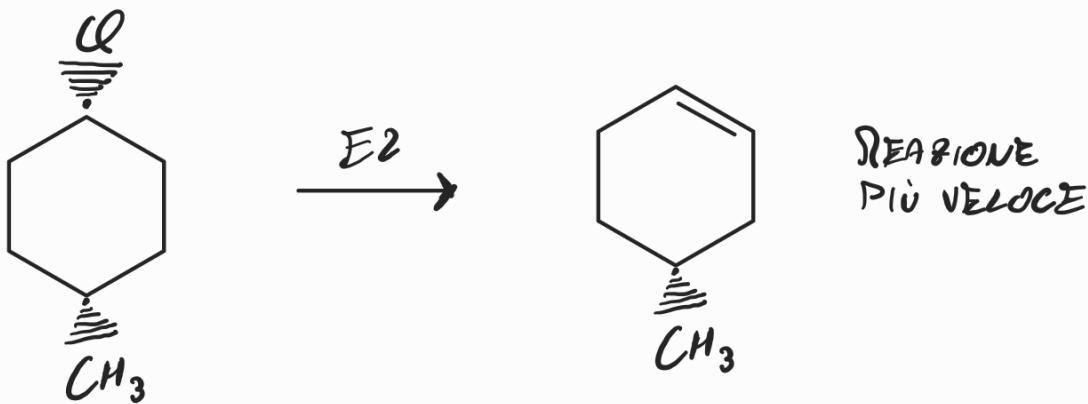
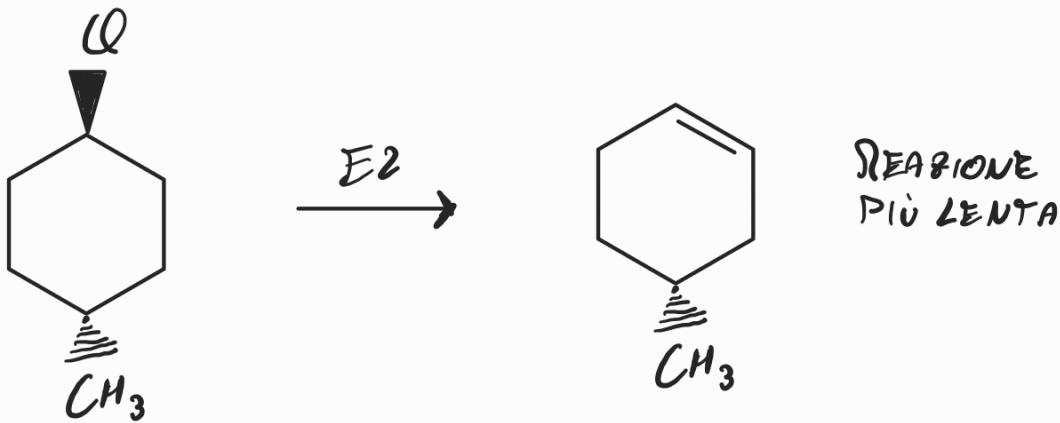


I DUE IDROGENI SONO DALLO STESSO LATO RISPETTO AL PIANO
SI CREA SONO UNO STEREOISOMERO

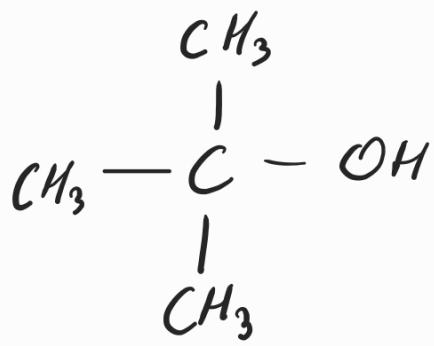
Eliminazione E1 (BASI DEBOZI)



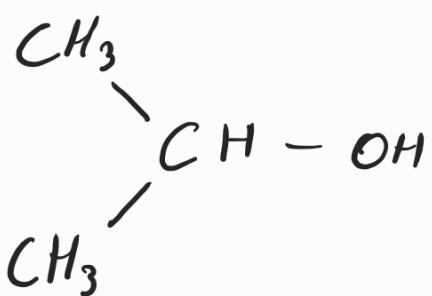
Eliminazione E2 (BASI FORTE)



DISIDRATAZIONE DEGLI ALCOOL



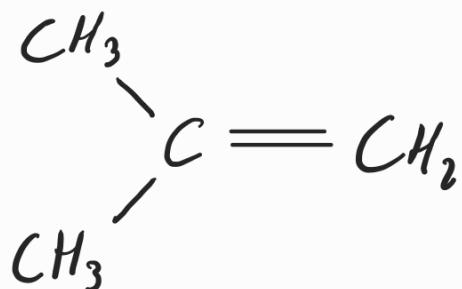
ALCOOL PRIMARIO



ALCOOL SECONDARIO

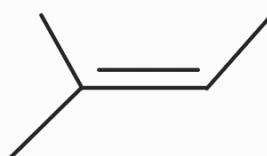
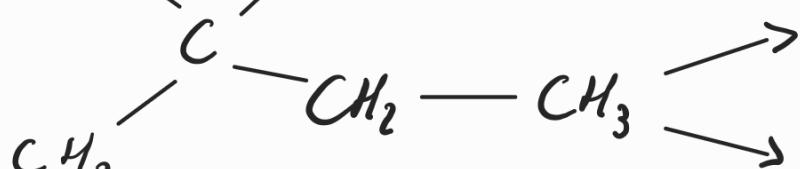
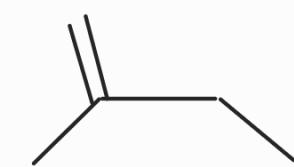
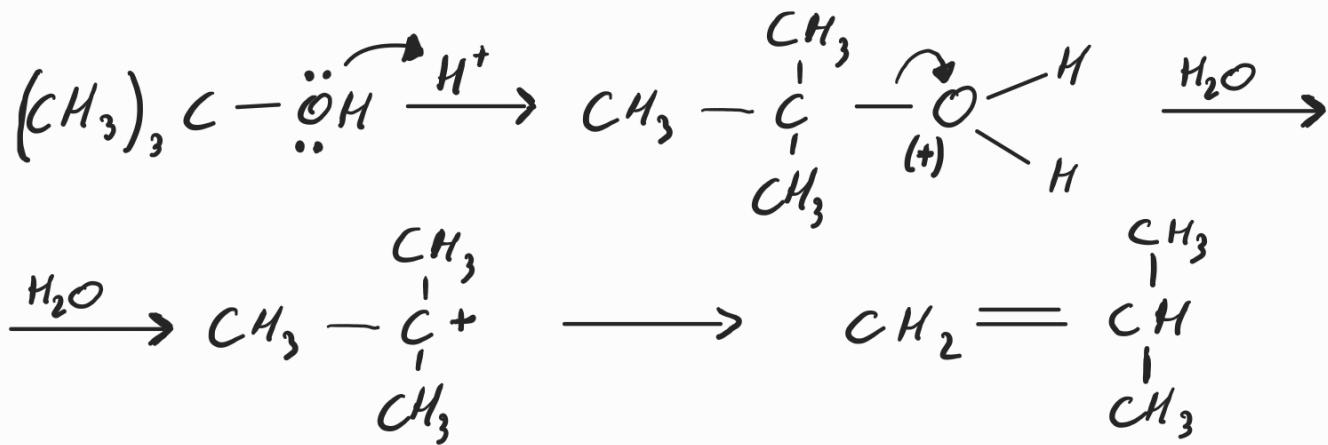


ALCOOL TERZIARIO



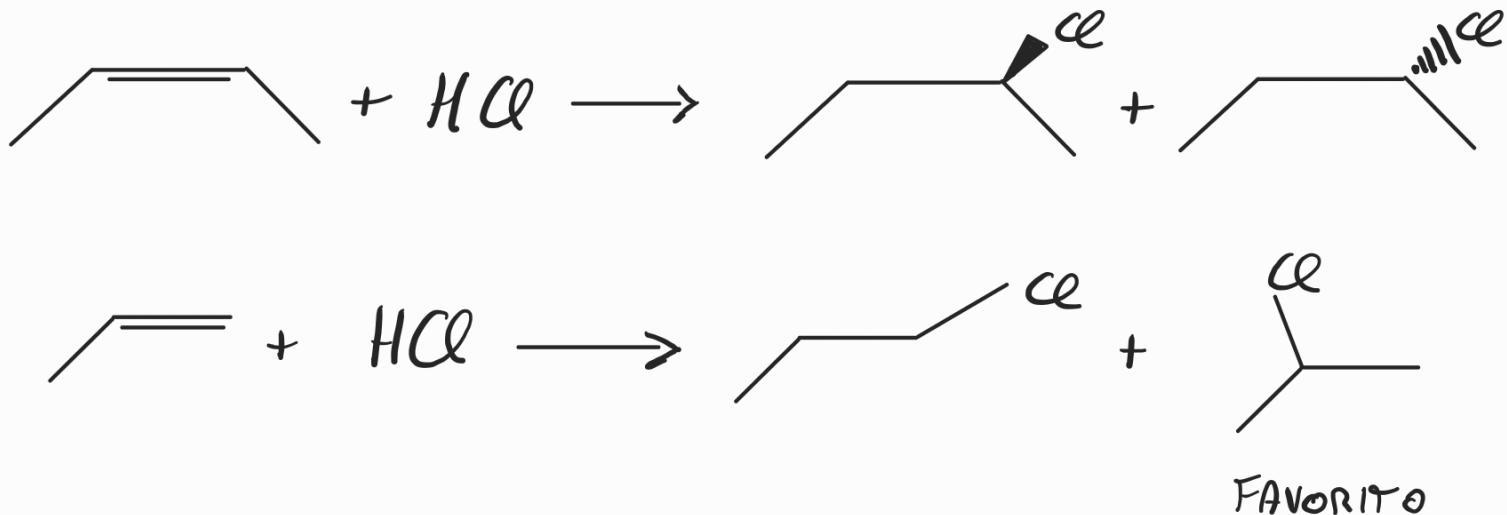
VELOCITÀ DI REAzione:

ALCOOL TERZIARIO > ALCOOL SECONDARIO > ALCOOL PRIMARIO

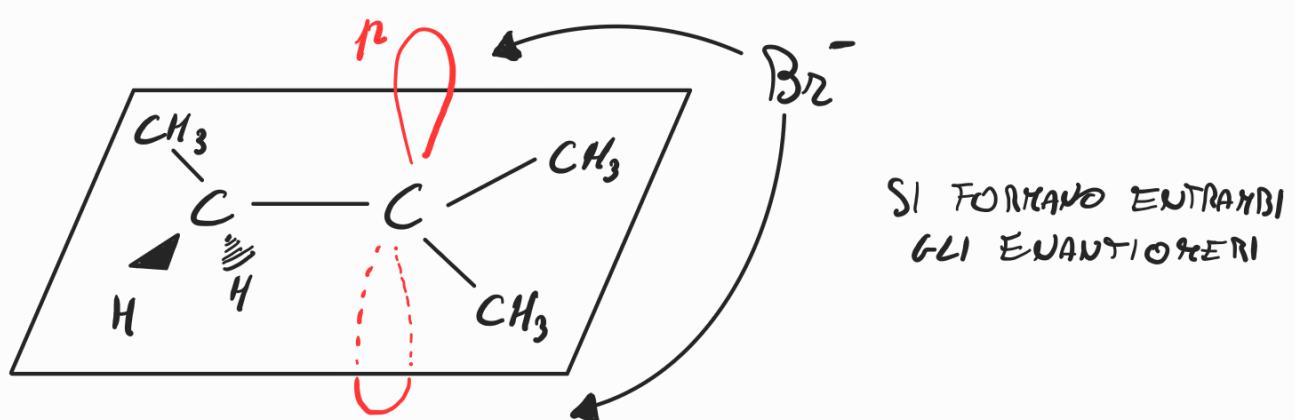
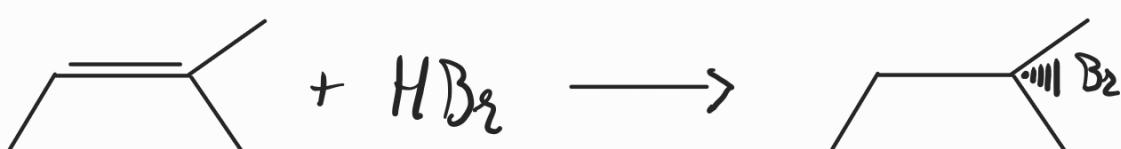
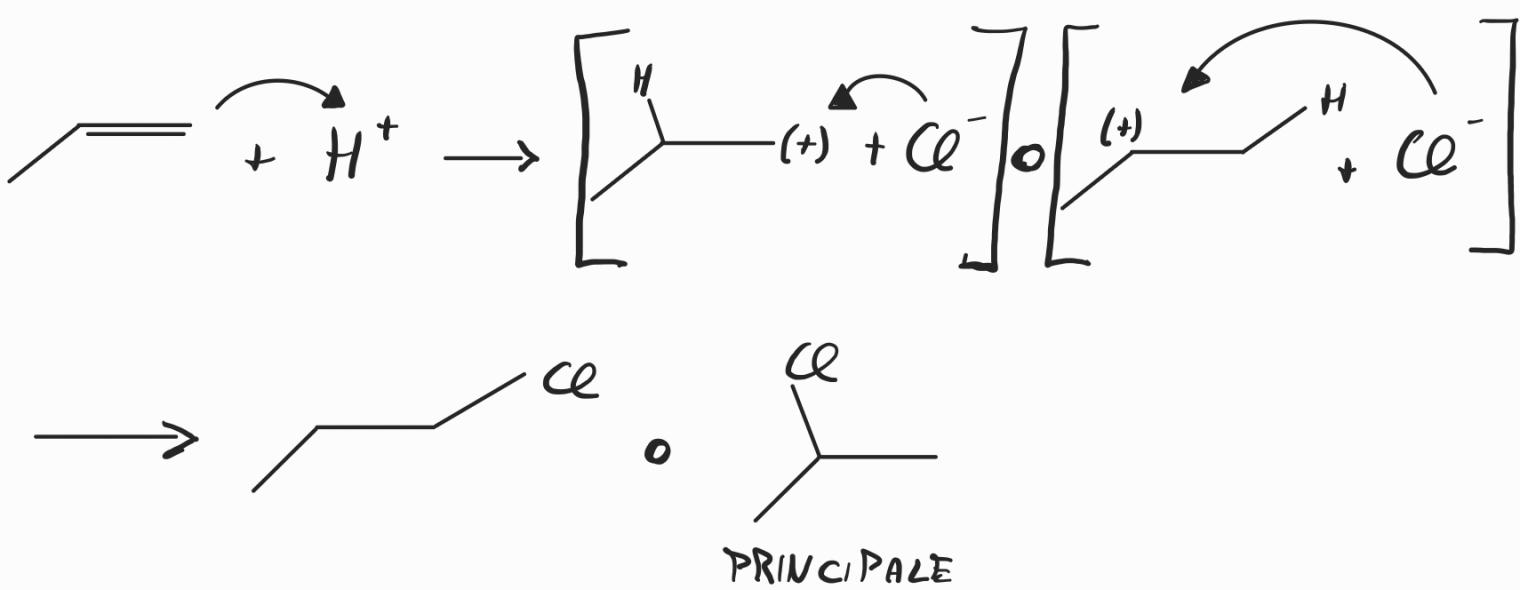


FAVORITO

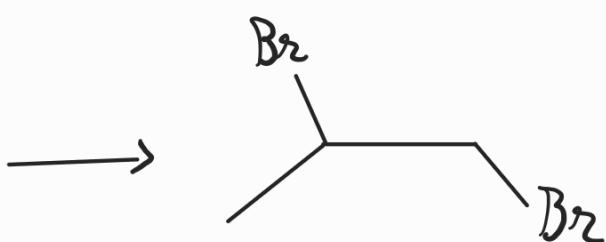
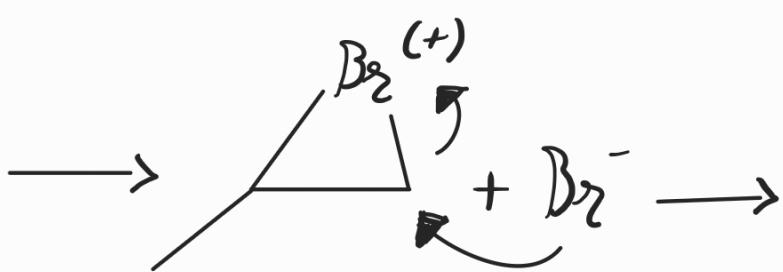
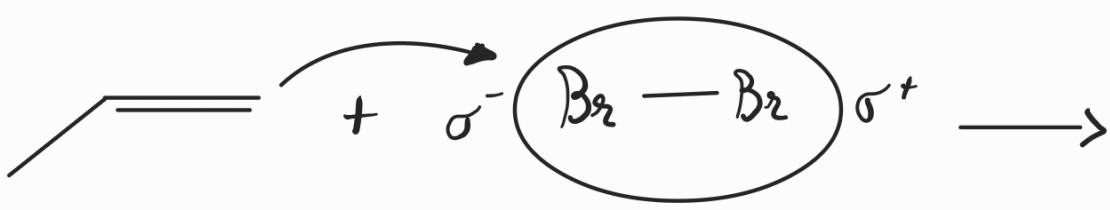
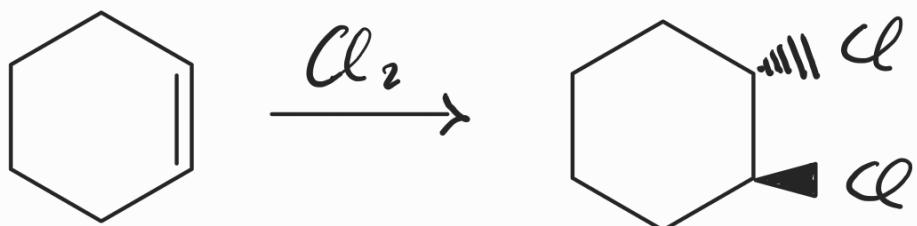
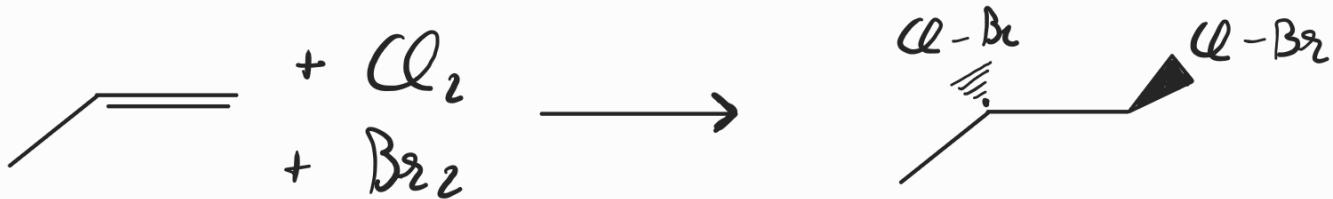
ADDITIONE ELETROFILA AGLI ALCHENI



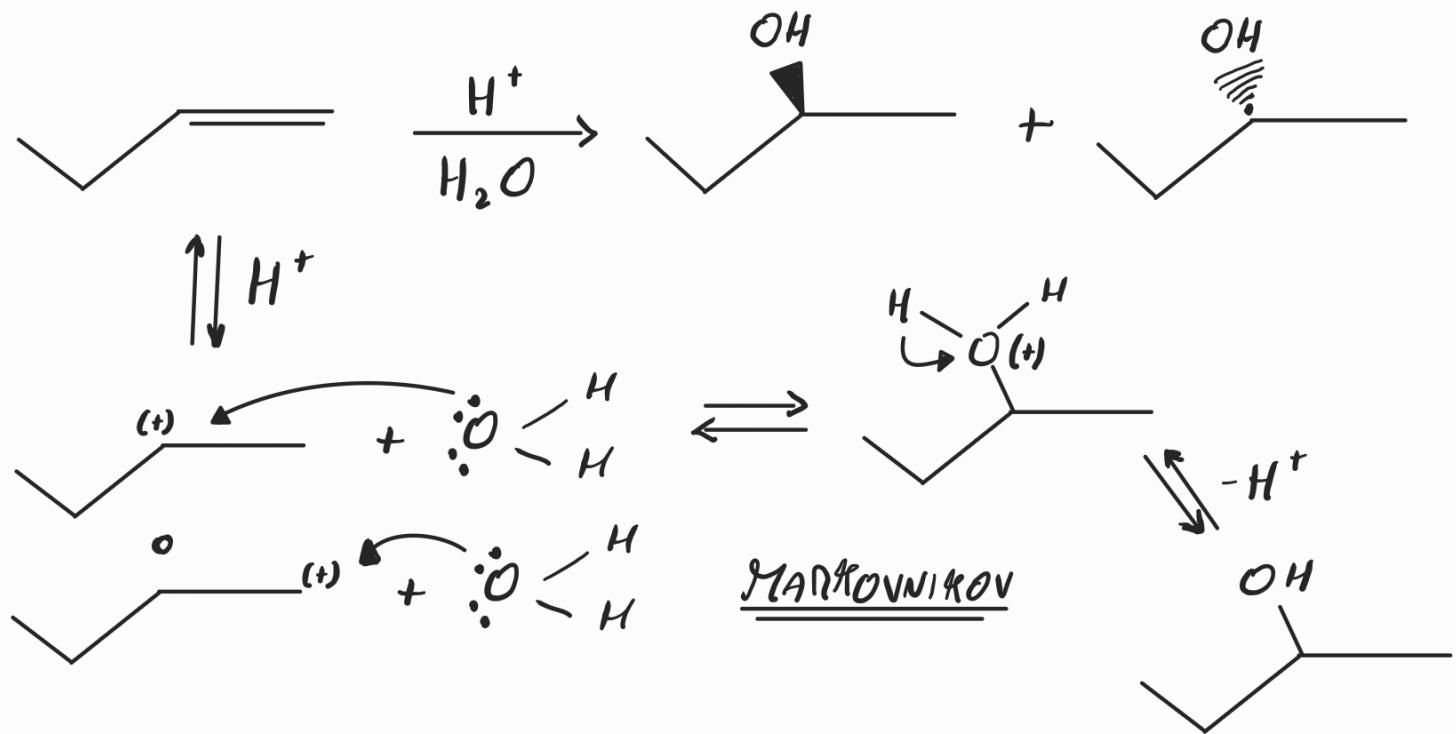
REGOLA DI MARKOVNIKOV: IL SOSTITUENTE SI DISPORRÀ
SUL CARBONIO PIÙ SOSTITUITO



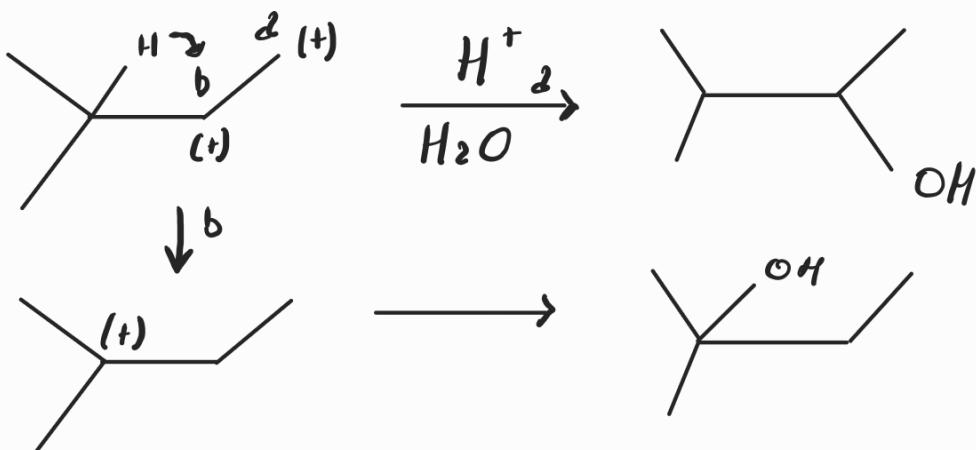
ALOGENAZIONE DEGLI ALCHENI



DRATAZIONE DEGLI ALCHENI

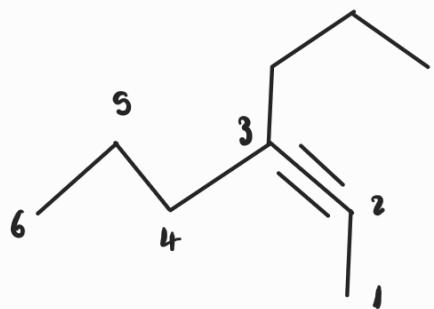


ALTA TEMPERATURA: CONDIZIONI ANIDRE ALCOOL \rightarrow ALCHENE
 BASSA TEMPERATURA ED ECCESSO DI ACQUA ALCHENE \rightarrow ALCOOL

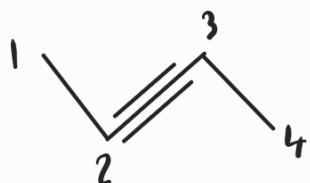


NOMENCLATURA DEGLI ALCHINI

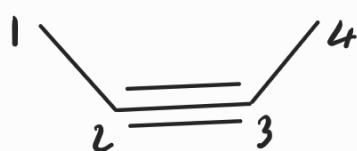
-INO



3-PROPIL-2-ESINO



TRANS-2-BUTENO

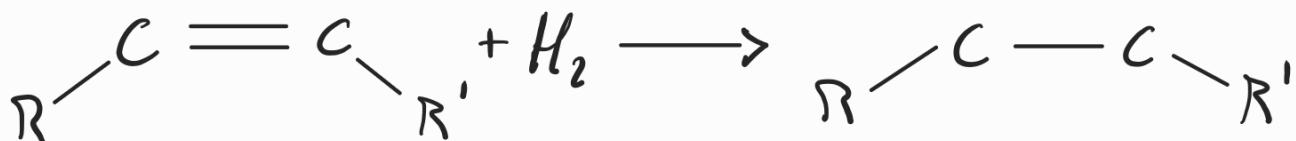


CIS-2-BUTENO

IDROGENAZIONE DEGLI ALCHINI

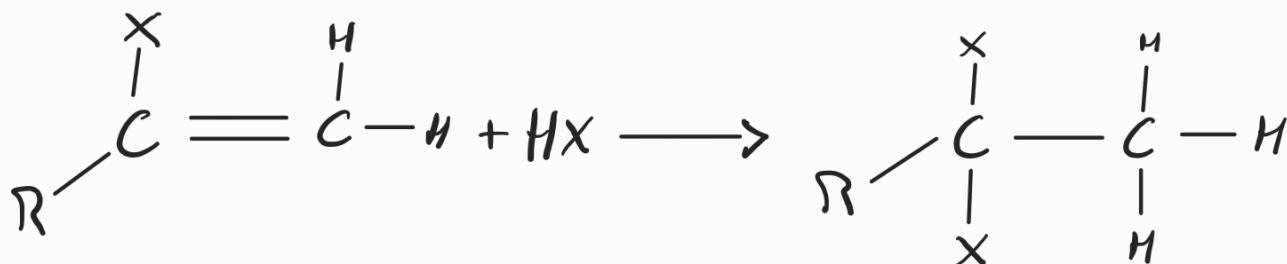
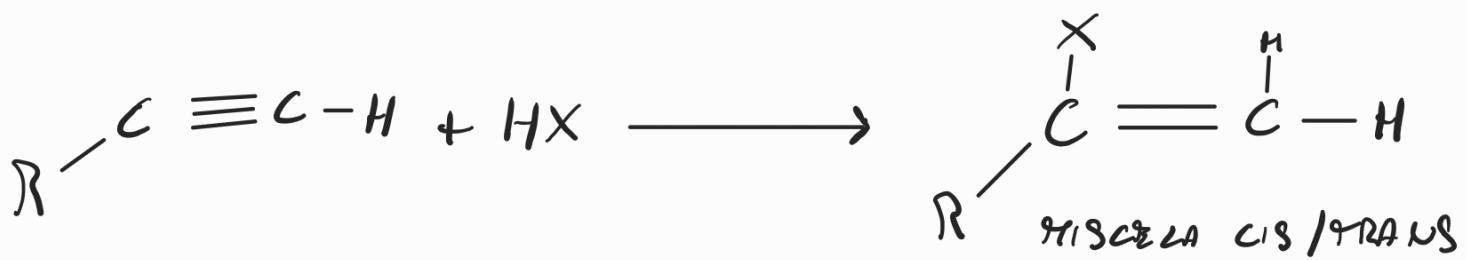


PER OTTENERE L'ALCHENE TRANS L'IDROGENAZIONE
DEVE AVVENIRE CON Ne IN NH₃ LIQUIDA

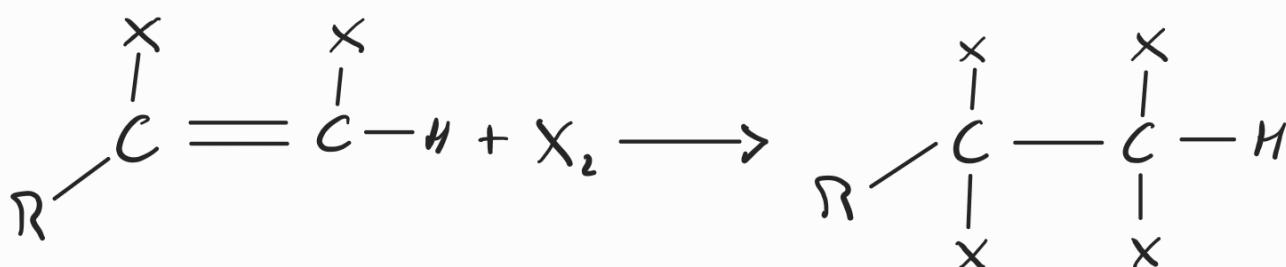
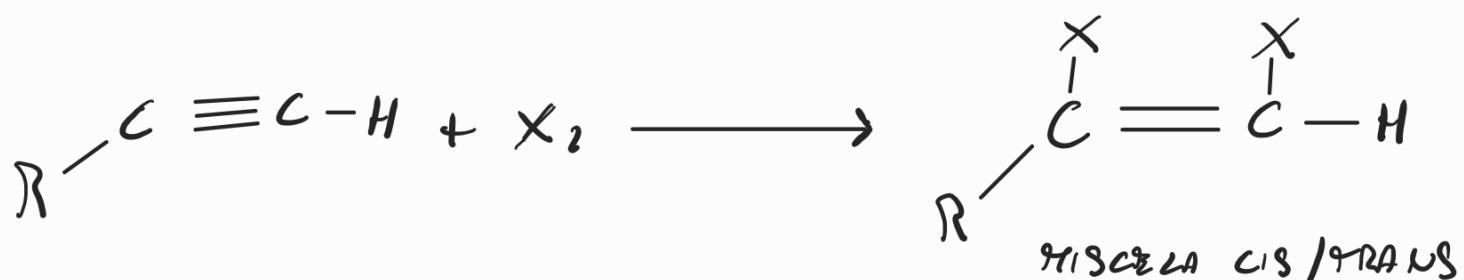


ADDITIONE ELETTRICA AGLI ALCHINI

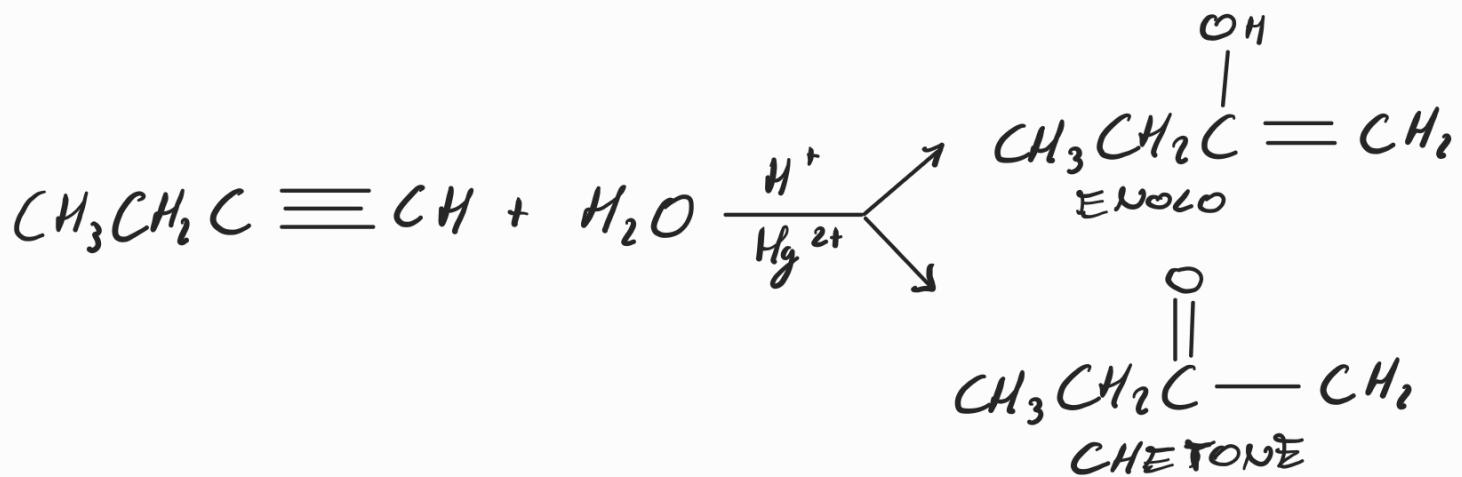
- ADDIZIONE DI ACIDI ALOGENIDRICI HCl HBr HI



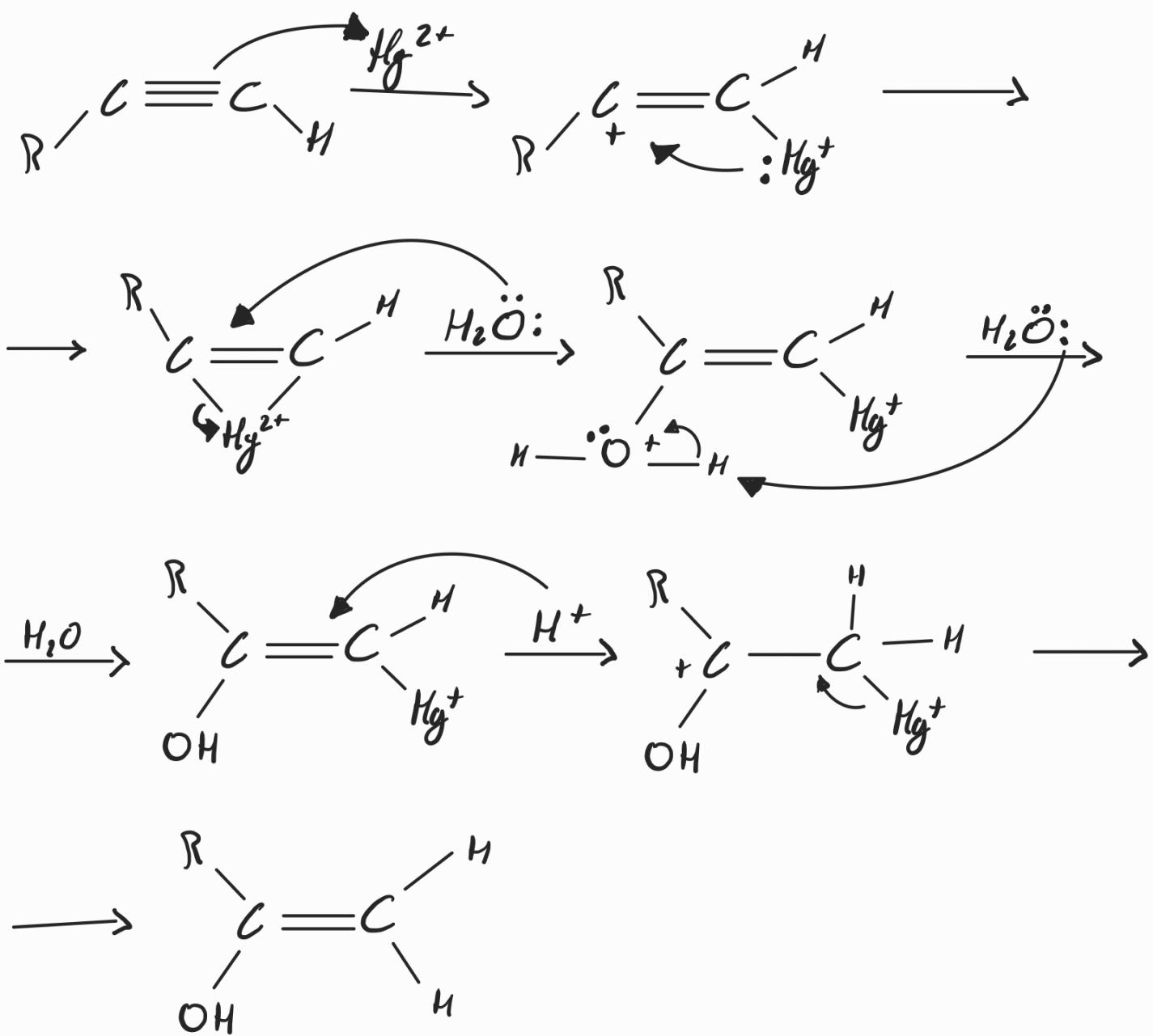
- ADDIZIONE DI ALOGENI Cl_2 Br_2



IDRATAZIONE ALCHINI



MECCANISMO DI REAzione

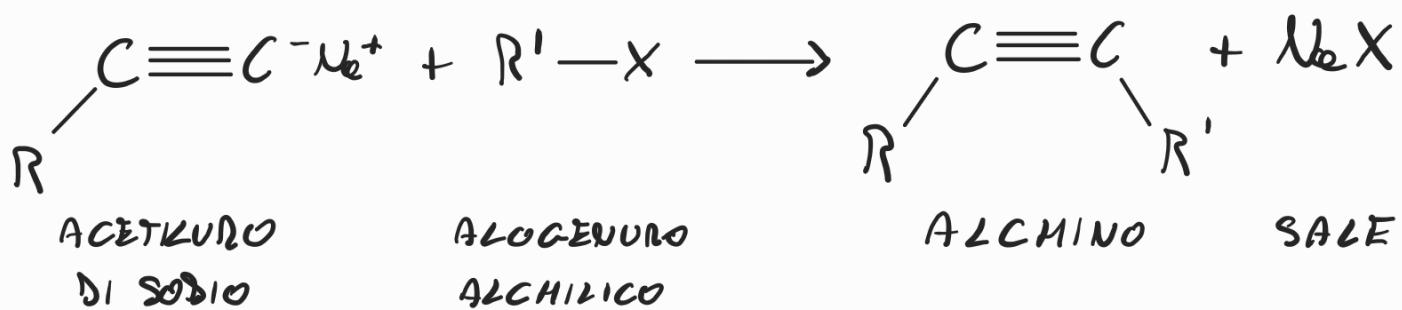


ACETILUDI E SOSTITUZIONI NUOCCLEOFIVE

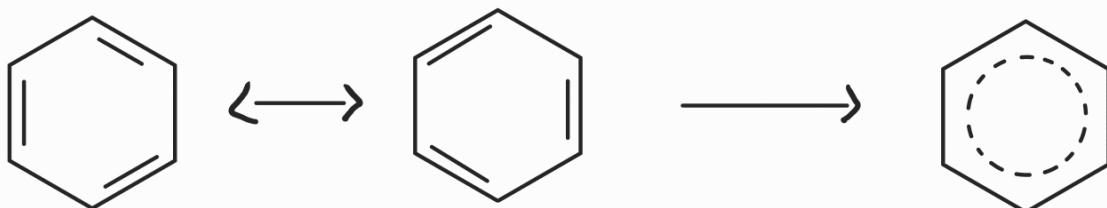
GLI IDROGENI DI UN ALCHINO TERMINALE POSSONO REAIRE CON UNA BASE MOLTO FORTE PER FORMARE IL CORRISPONDENTE IONE ACETILURO



ACIDITÀ ALCHINI \geq ACIDITÀ ALCHENI

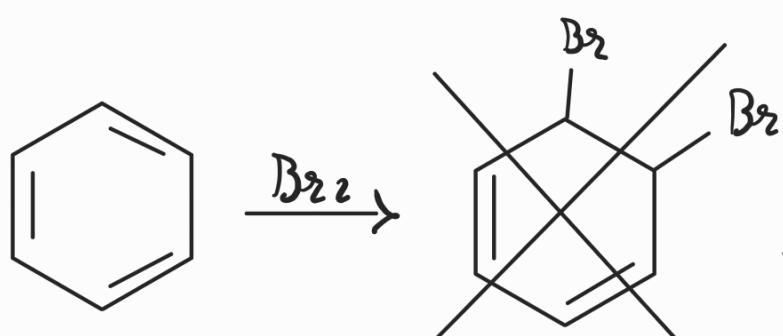
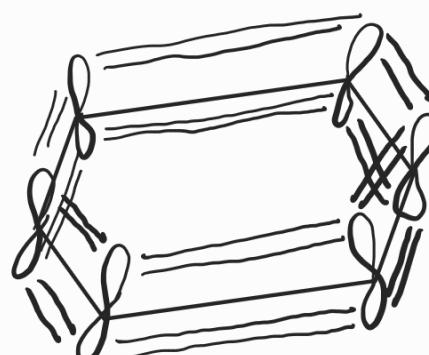
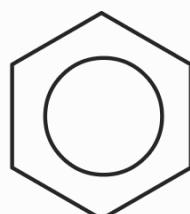


BENZENE E IDROCARBURI AROMATICI



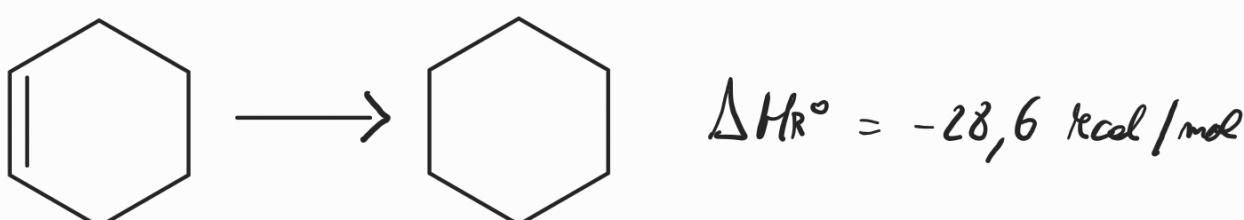
$1,3,5 - \text{CICLOESATIENE}$

BENZENE

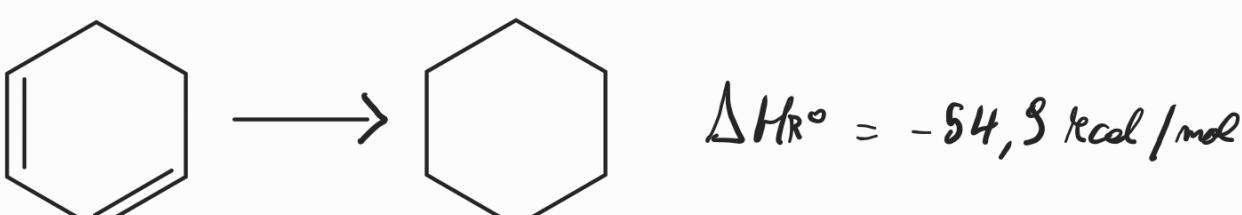


NO!

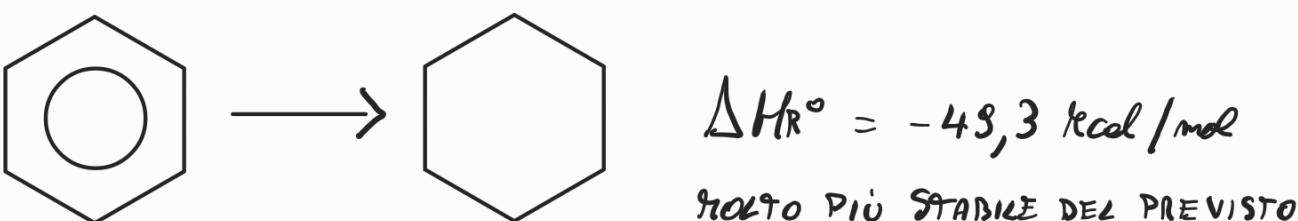
RIMANE L'ANELLO AROMATICO



$$\Delta H_r^\circ = -28,6 \text{ kcal/mol}$$



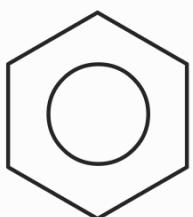
$$\Delta H_r^\circ = -54,9 \text{ kcal/mol}$$



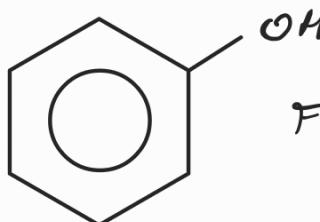
$$\Delta H_r^\circ = -49,3 \text{ kcal/mol}$$

MOLTO PIÙ STABILE DEL PREVISTO

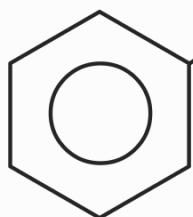
NOmenclatura tradizionale



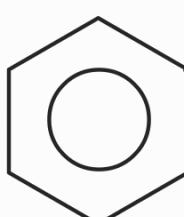
BENZENE



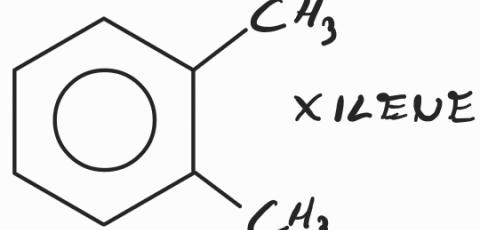
FENOLO



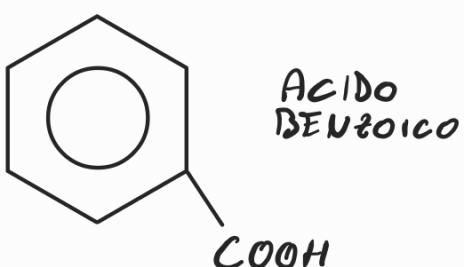
ANILINA



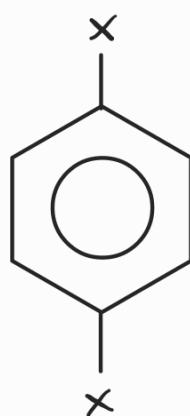
TOLUENE



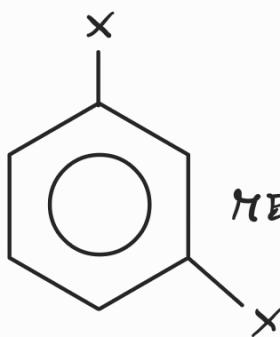
XILENE



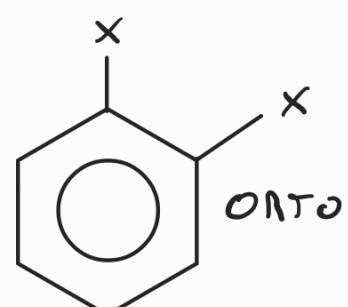
ACIDO BENZOICO



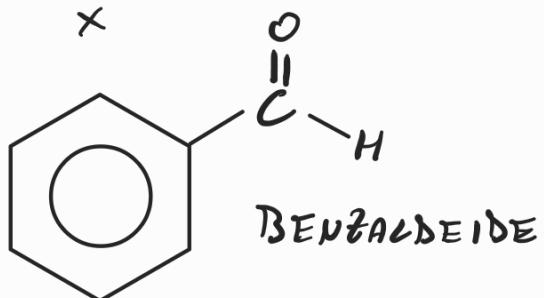
PARA



META



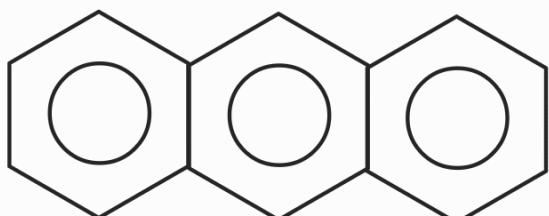
ORTO



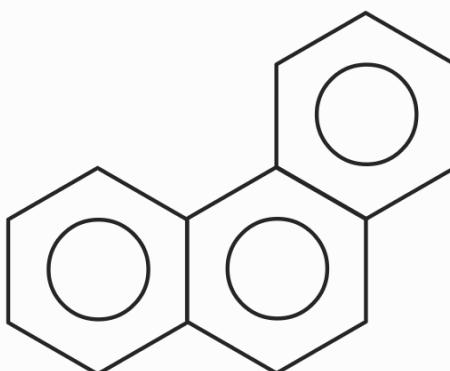
BENZALDEIDE



NAPTALENE



ANTRACENE



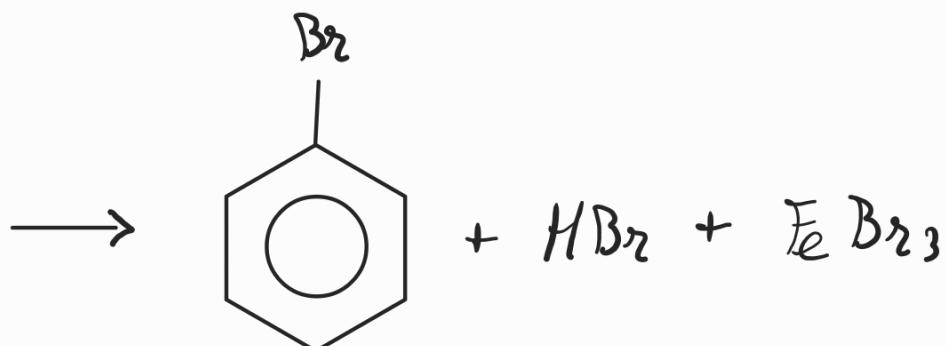
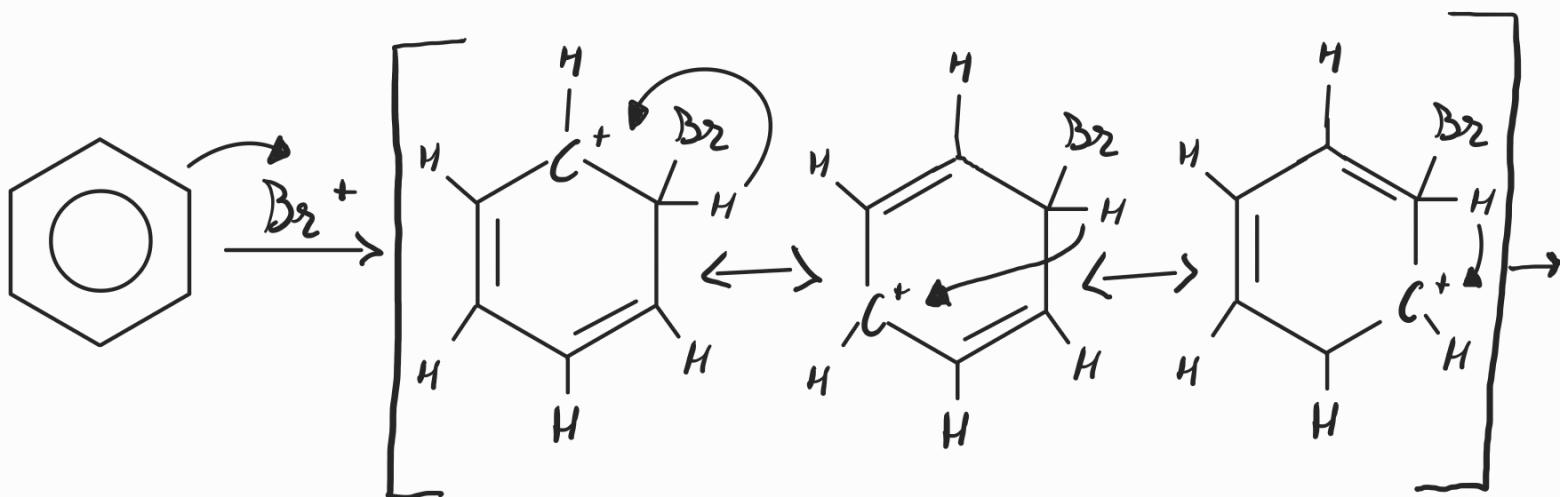
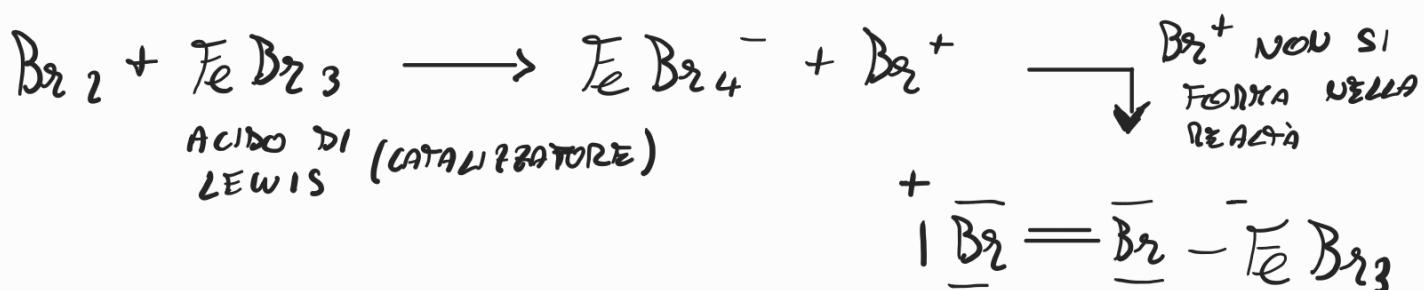
FENANTRENE

LE REGOLE DI HÜCKEL

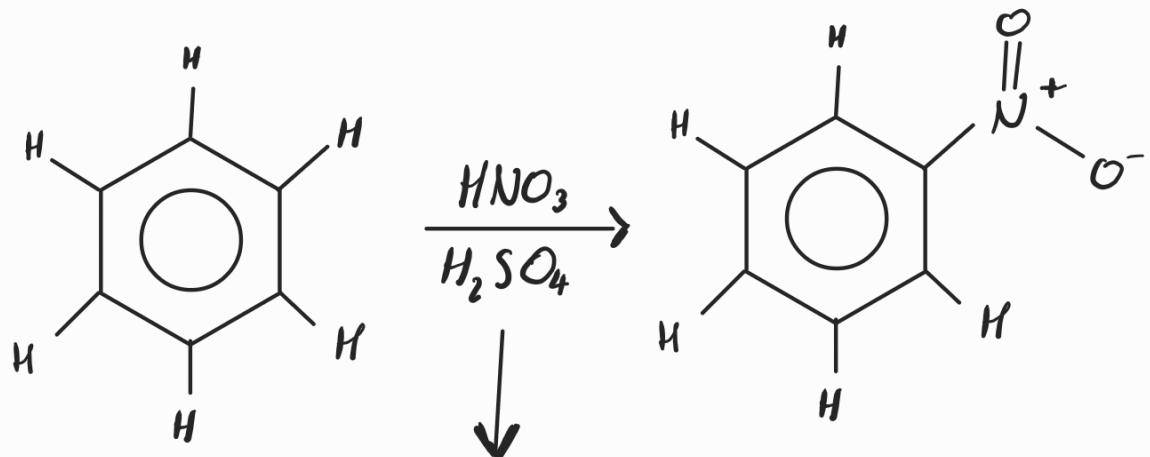
- 1 LA MOLECOLA DEVE ESSERE CONIUGATA
 - 2 TUTTI I CARBONI DEVONO AVERE IBRIDAZIONE sp^2
 - 3 LA MOLECOLA DEVE ESSERE PLANARE
 - 4 $(4n + 2)$ ELETTRONI PI-GRECO
- 4n ELETTRONI: MOLECOLA ANTIAROMATICA (INSTABILE)

LA SOSTITUZIONE ELETROFILA AROMATICA

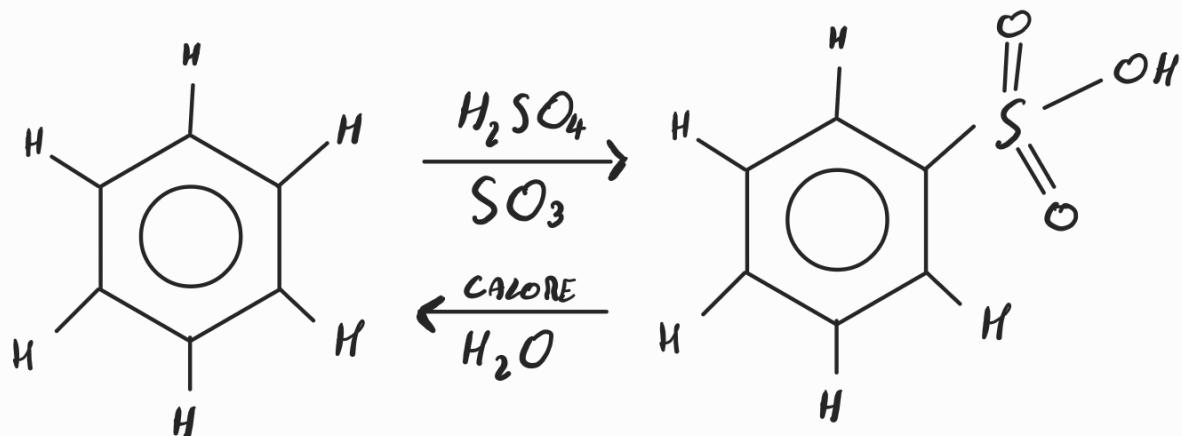
- REAZIONE DI ALOGENAZIONE



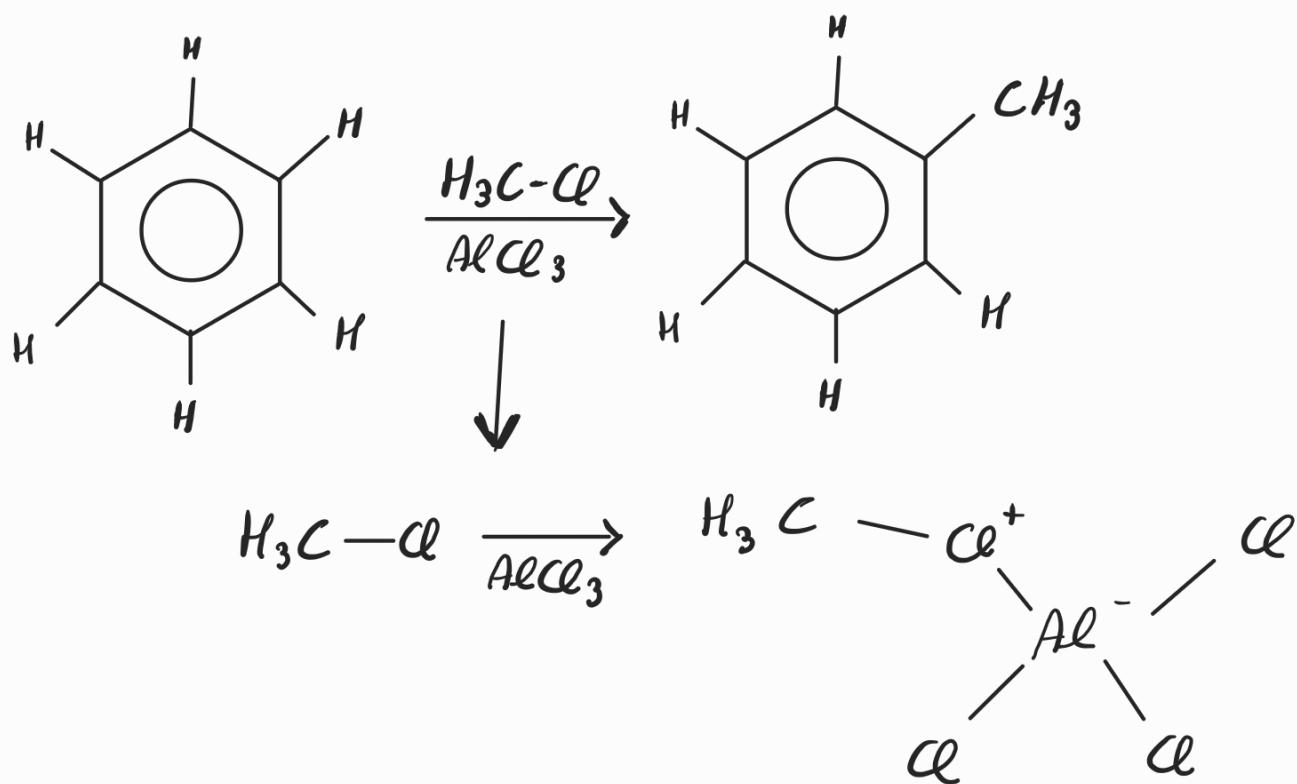
- REAZIONE DI NITRAZIONE



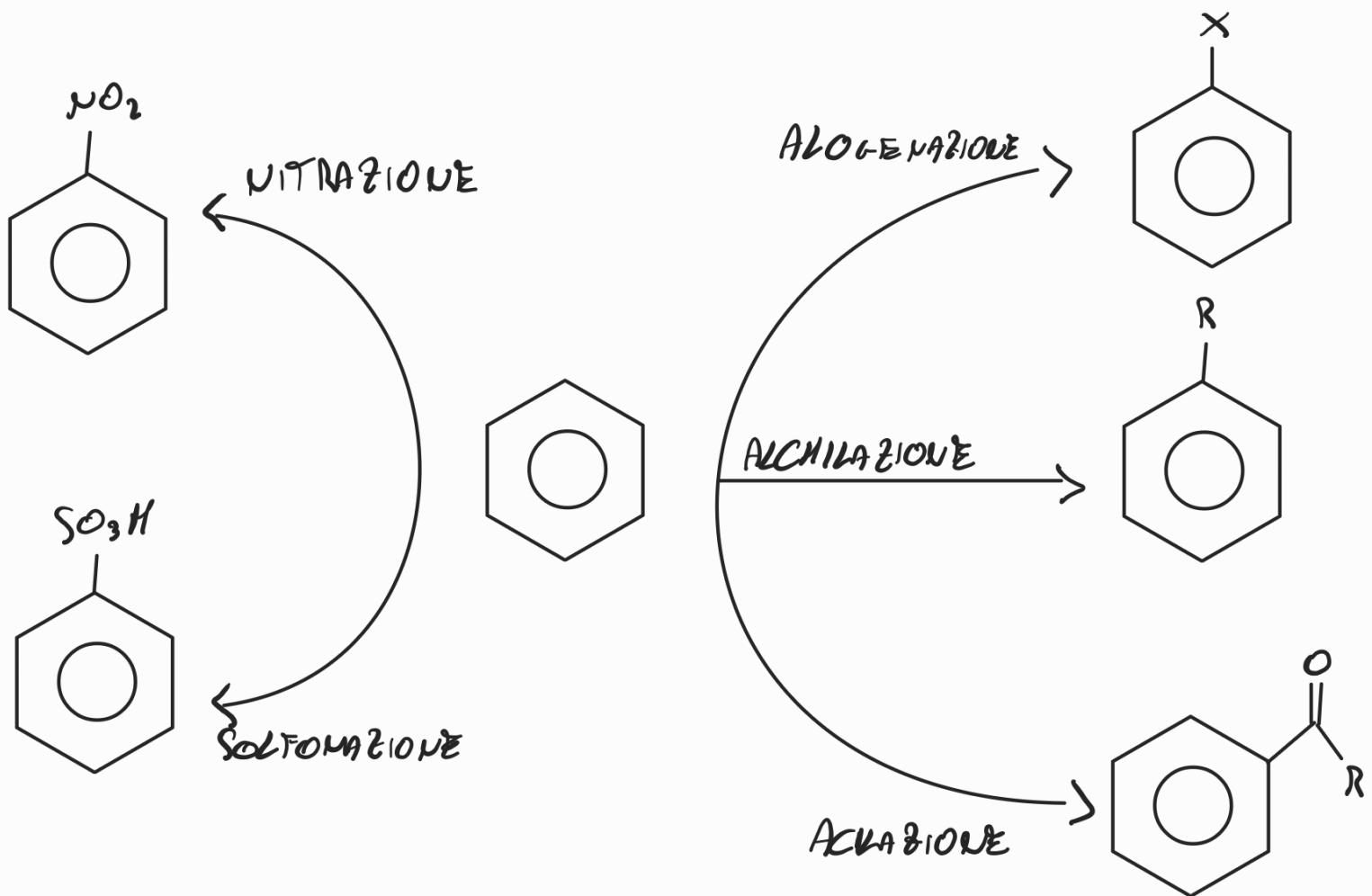
- REAZIONE DI SULFONAZIONE



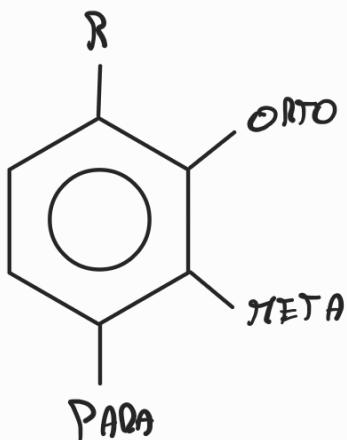
- REAZIONE DI ALCHILAZIONE DI FRIEDEL-CRAFTS



REAZIONI ELETROFILE AROMATICHE



SOSTITUENTI ATTIVANTI E DISATTIVANTI



EFFETTO INDUTTIVO: DOVUTO ALLA PRESENZA DI GRUPPI FUNZIONALI SOSTITUENTI CHE VARIANO LA DENSITÀ ELETTRONICA DONANDO O ATTRARENDO ELETTRONI

GRUPPI CHE ARRICCHISCONO > REATTIVITÀ
GRUPPI CHE IMPOVERISCONO < REATTIVITÀ

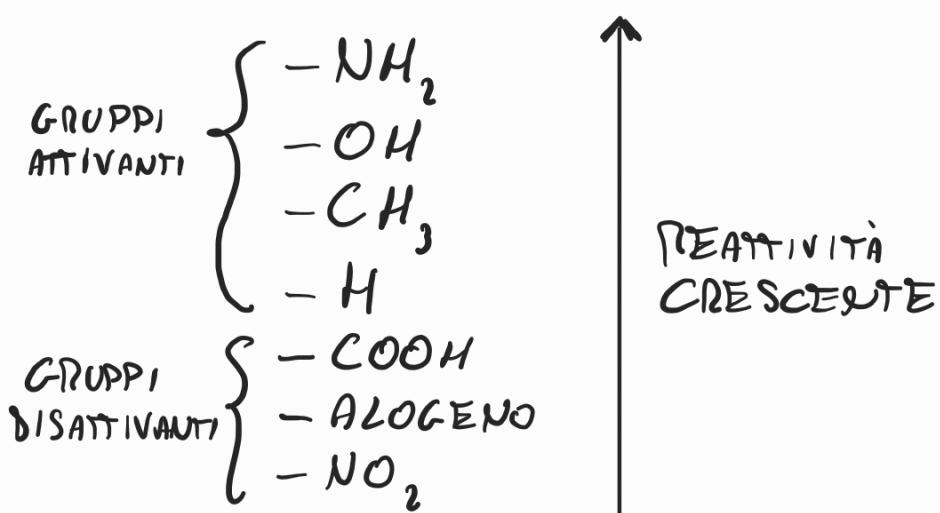
DONATORI: GRUPPI ALCHILICI

ATTRATTORI: ALOGENI, OH, OR, NO₂, CF₃

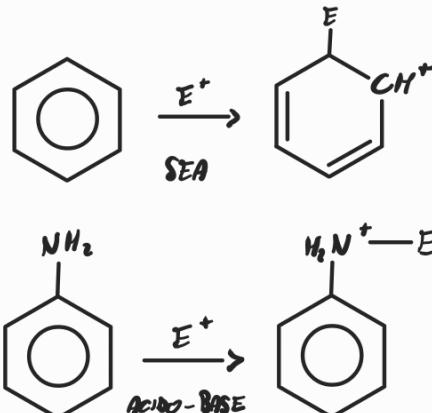
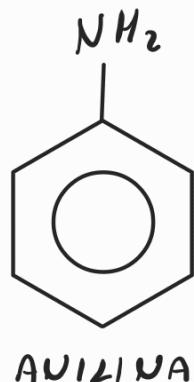
EFFETTO MESOMERICO: CAPACITÀ DI UN SOSTITUENTE DI DONARE O RITIRARE ELETTRONI ATTRAVERSO LA DELOCALIZZAZIONE INFLUENZANDO LA DENSITÀ ELETTRONICA E LA REATTIVITÀ

EFFETTO INDUTTIVO: DIPENDE DAGLI ELETTRONI DI LEGARE

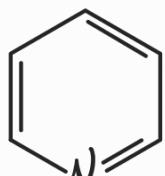
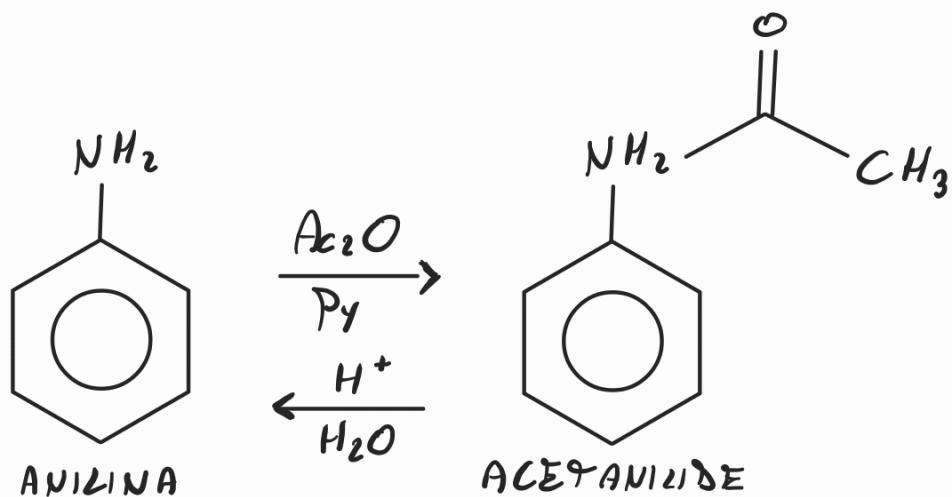
EFFETTO MESOMERICO: DIPENDE DAI DOPPIETTI ELETTRONICI



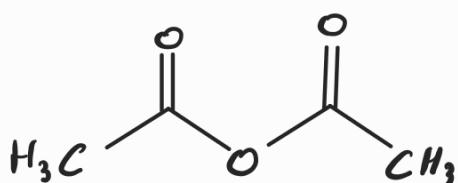
LA REATTIVITÀ DELL' ANILINA E FENOLO



- ACETILAZIONE: DELOCALIZZA IL DOPPIETTO DELL' AZOTO
E NE DIMINUISCE LA REATTIVITÀ

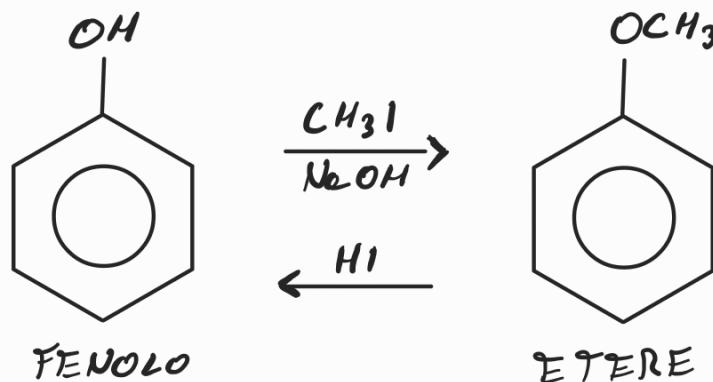


Py = PIRIDINA (BASE ORGANICA)



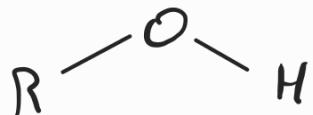
Ac₂O = ANIDRIDE ACETICA

• FENOLO:

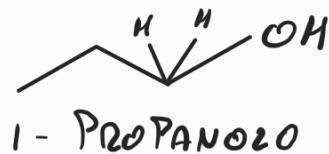
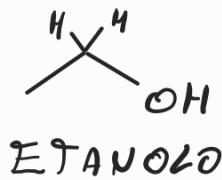


ALCOOL

MOLECOLE DI ACQUA NELLE QUALI UN IDROGENO È STATO SOSTITUITO DA UN GRUPPO ALCHILICO



ALCOOL PRIMARI: COH LEGATO A 1 CARBONI

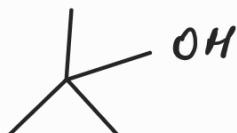


ALCOOL SECONDARI: COH LEGATO A 2 CARBONI

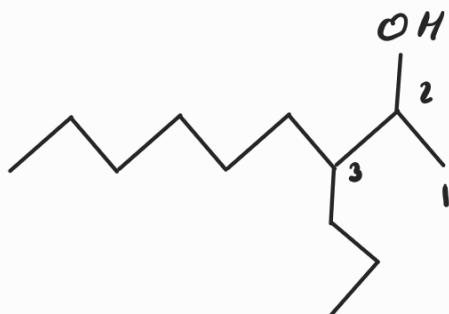


2-PROPANOL

ALCOOL TERZIARI: COH LEGATO A 3 CARBONI

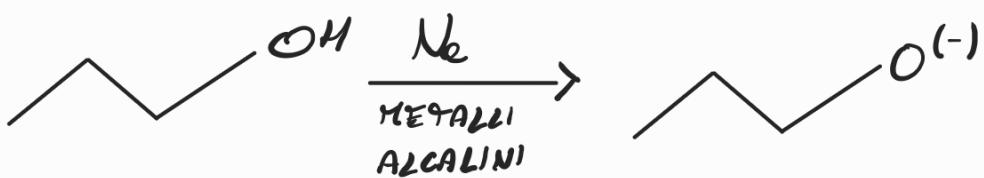
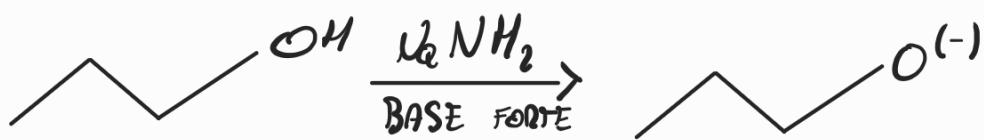
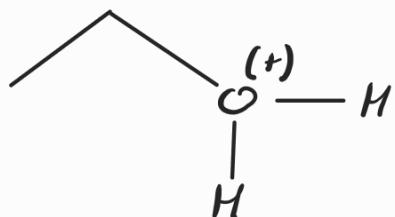
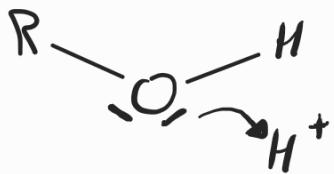


SE compare un gruppo -OH deve essere contenuto nella catena principale



3-PROPIL - 2 NONANOL

PROPRIETÀ ACIDO-BASE DEGLI ALCOOLI

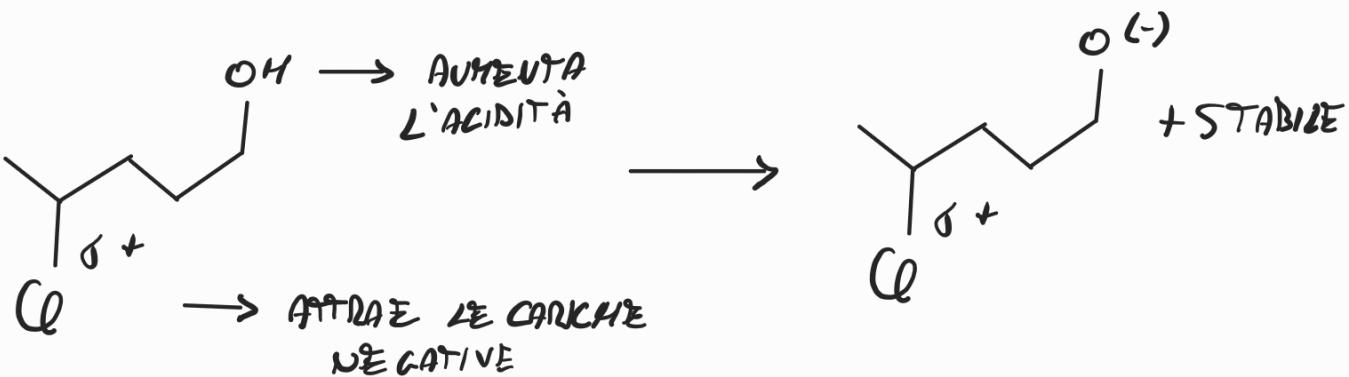


C VICINO - OH > → ACIDITÀ <

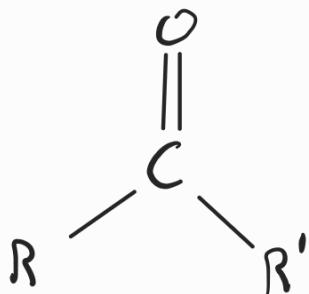
ALCOOL TERZIARIO < ALCOOL SECUNDARIO <
 $pK_A = 18-19$ $pK_A = 17-18$

< ALCOOL PRIMARIO < ACQUA
 $pK_A = 16-17$ $pK_A = 15-16$

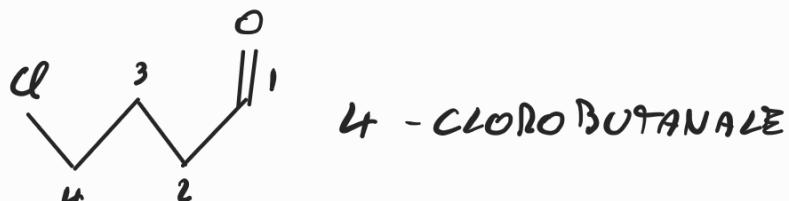
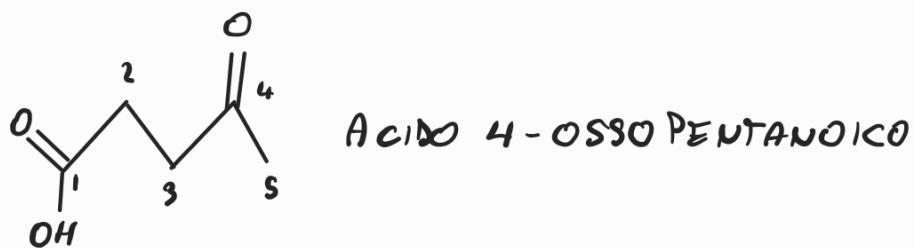
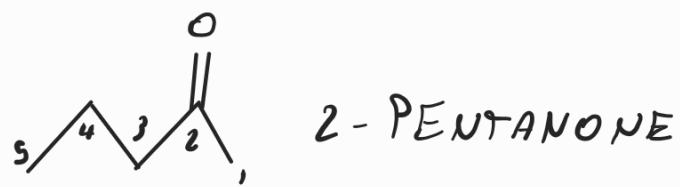
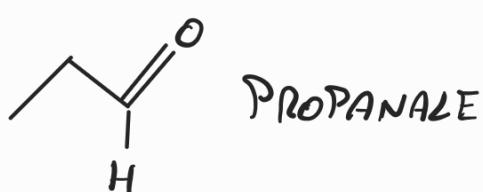
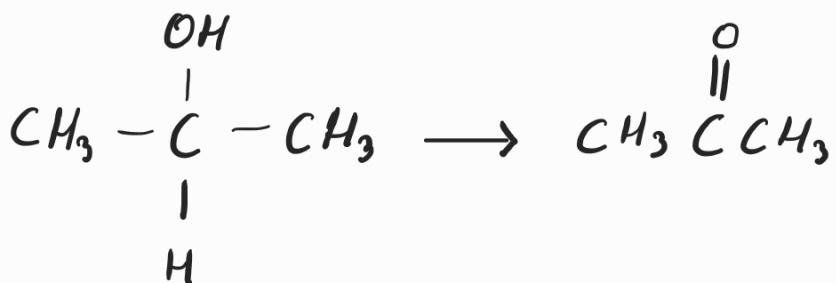
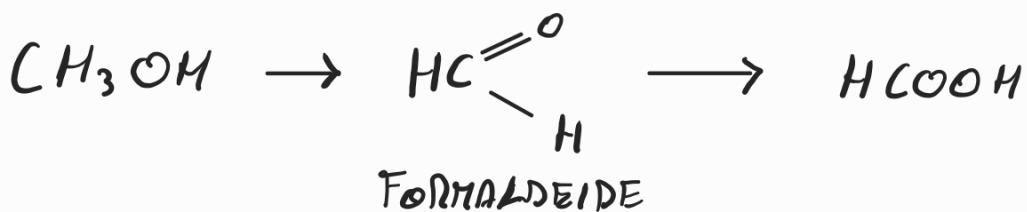
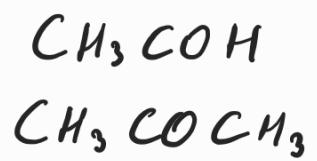
SCALA DI ACIDITÀ ↑

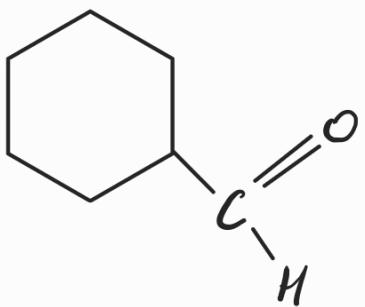


ALDEIDI E CHETONI

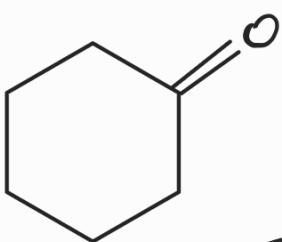


$R' = H$ ALDEIDE
 $R' \neq H$ CHETONE
 - ONE

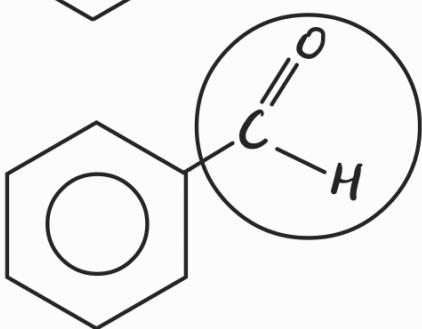




CICLOESAN CARBALDEIDE

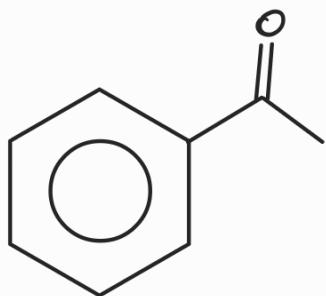


CICLOESANONE

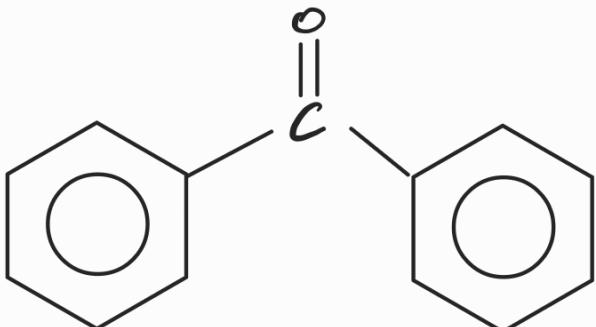


GRUPPO FORMILE

BENZALDEIDE

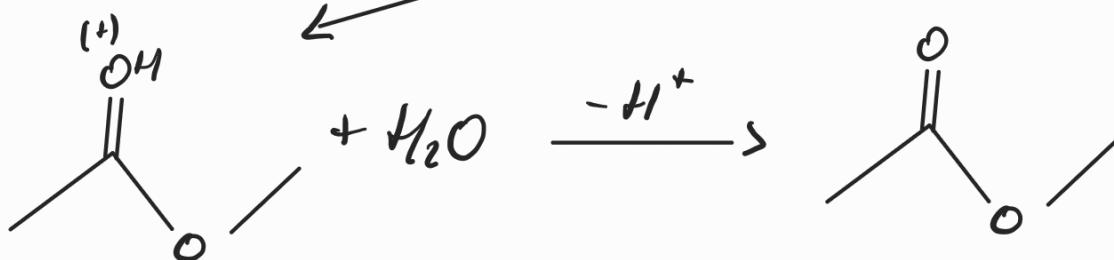
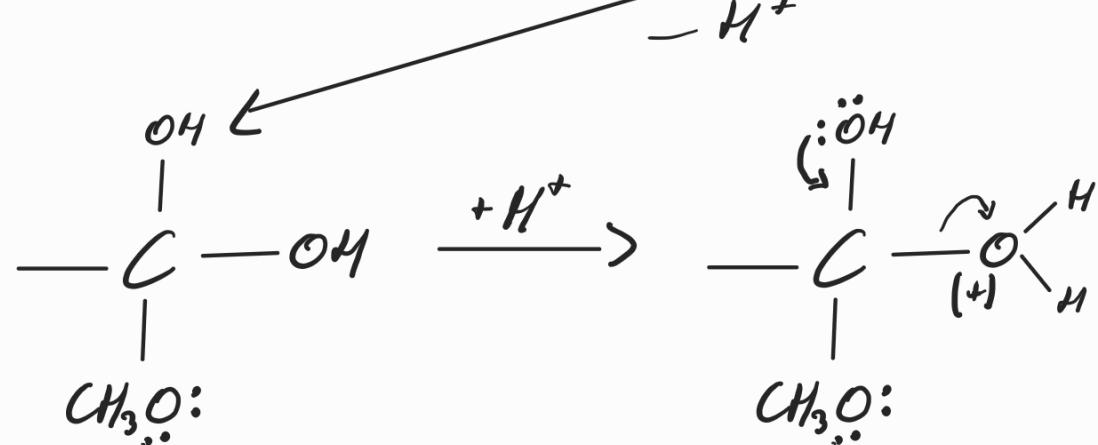
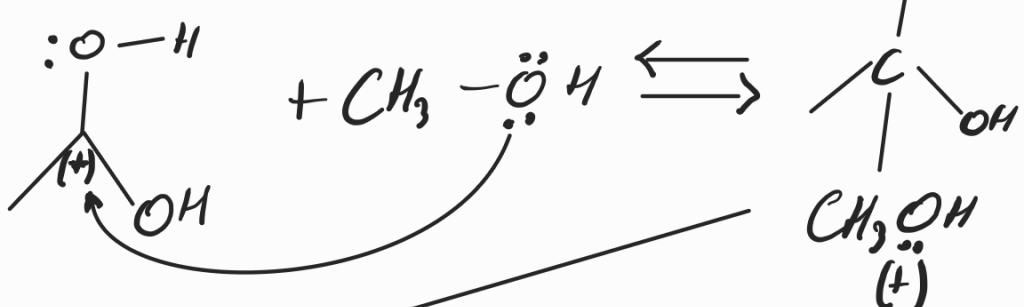
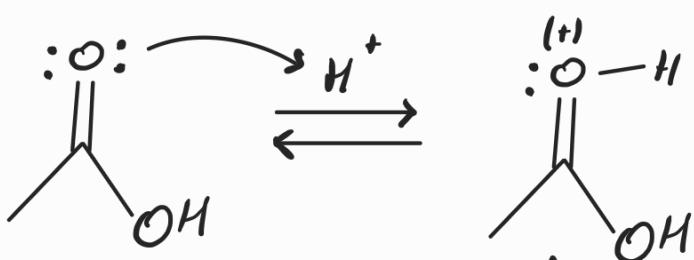
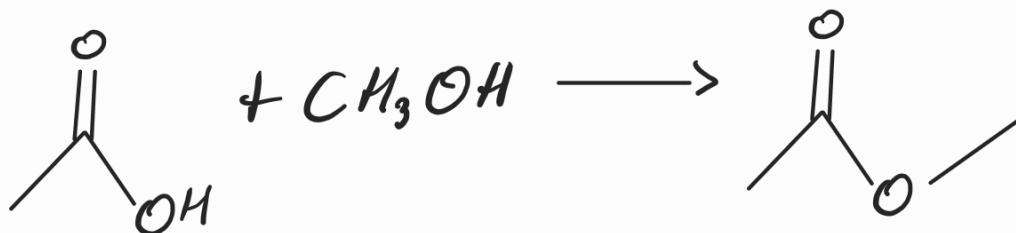
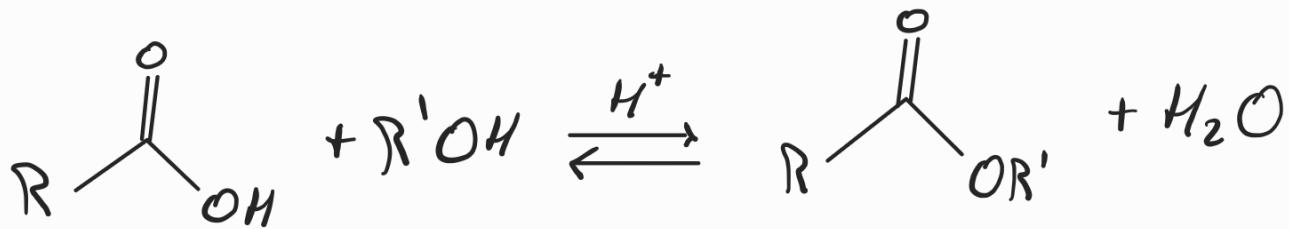


ACETOFENONE



BENZOFPNONE

ESTERIFICAZIONE DI FISCHER



Nomenclatura:

Prefisso + infisso + suffisso

Atomi di Carbonio:	
1	= Met-
2	= Et-
3	= Prop-
4	= But-
5	= pent-
6	= es-
7	= ept-
8	= ott-
9	= non-
10	= dec-

Natura dei legami C-C	
-AN-	legami semplici
-EN-	uno o più legami doppi
-IN-	uno o più legami tripli

Classe di composti	
-o, -e	idrocarburo
-olo	alcol
-ale	aldeide
-one	chetone
Acido -oico	Acido carbossilico

IUPAC:

- ✓ Numerare la catena carboniosa più lunga contenente il doppio legame, in modo da assegnare agli atomi di carbonio del doppio legame i numeri più bassi
- ✓ La posizione del doppio legame è indicata dal numero del primo carbonio del doppio legame!!
- ✓ Se vi sono sostituenti sulla catena carboniosa, sono indicati con la loro posizione e il loro nome prima della posizione e del nome dell'alchene