

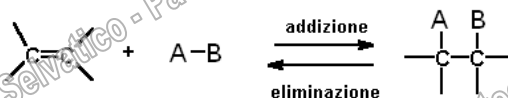
Le reazioni chimiche degli alcheni

Le principali reazioni chimiche degli alcheni possono essere suddivise in tre grandi famiglie:

1. **reazioni di addizione**, in cui il reagente viene sommato all'alchene; tutti gli atomi, sia dell'alchene che del reattivo, si ritrovano nel prodotto finale, un po' come succede per gli addendi di una somma aritmetica.
2. **reazioni di ossidazione**, prevedono l'utilizzo di vari ossidanti, a seconda dei quali i prodotti di reazione possono essere notevolmente diversi tra loro. In comune hanno un aspetto comune: l'ossidazione dell'alchene coinvolto. Non saranno oggetto del nostro studio.
3. **reazioni di polimerizzazione**, che portano all'unione di decine, centinaia, migliaia di molecole di alcheni, con formazione di molecole finali di enormi dimensioni, dette **macromolecole**. Nel caso di processi di polimerizzazione coinvolgenti gli alcheni si parla in particolare di **polimerizzazione per poliaddizione** in quanto tutti gli atomi delle molecole iniziali, coinvolte nel processo di polimerizzazione, dette **monomeri**, si ritrovano nella molecola finale, detta **polimero**. Studieremo i processi di poliaddizione in un momento successivo.

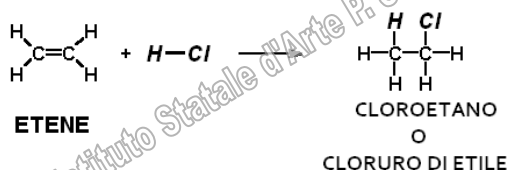
Le reazioni di addizione degli alcheni

Gli alcheni danno tipiche **reazioni di addizione** con vari tipi di reagenti, a formula generale A-B, dove B può essere un atomo uguale o diverso di A. Molto spesso queste reazioni sono reversibili per cui le stesse reazioni, lette da destra verso sinistra, rappresentano **reazioni di eliminazione** con formazione di un alchene:



Addizione di acidi alogenidrici

Per prima cosa studieremo le reazioni degli alcheni con **acidi alogenidrici**, come HCl, HBr e HI. Attenzione, questi acidi verranno usati allo **stato puro** (sono dei gas, come l'etene) e non in soluzione acquosa; i risultati non sarebbero gli stessi, come impareremo più avanti. L'addizione di acido cloridrico HCl all'etene è un esempio relativamente facile da studiare. Nel suo complesso la reazione è la seguente:



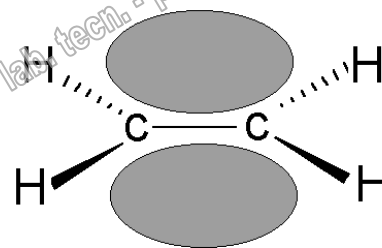
Bisogna dire che questa scrittura rappresenta solo la situazione di partenza e quella finale ma in realtà la reazione avviene in due passaggi. La comprensione del meccanismo di reazione vi permetterà di capire molte altre reazioni degli alcheni e quindi va studiato con cura.

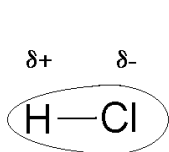
Le nostre considerazioni partono dalla molecola planare dell'etene.

Di sicuro ricorderete che i due legami tra i carboni non sono uguali, uno è un forte legame σ e l'altro è di tipo π , più debole a causa della modesta sovrapposizione che si registra tra orbitali p_z ad assi paralleli. L'orbitale molecolare che si origina ha la forma di due "salsicciotti" posti sopra e sotto il piano della molecola, in cui si muovono i due elettroni di legame.

Possiamo quindi affermare che le zone sopra e sotto il piano della molecola rappresentano aree a densità di carica negativa.

Riflettiamo ora sulla molecola dell'acido cloridrico HCl. Si tratta, come ricorderete di una molecola biatomica in cui i due atomi sono uniti da un legame covalente polare (l'elettronegatività del cloro è





decisamente più elevata di quella dell'idrogeno).

Ciò comporta la polarizzazione del legame covalente (e della molecola) con formazione di una parziale carica positiva sull'idrogeno e negativa sul cloro.

Bene, questo è il punto di partenza.

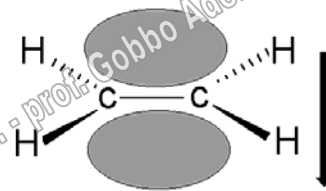
Ora seguiamo una molecola di etene ed una di acido cloridrico in rotta di collisione.

Non una collisione qualsiasi, badate bene, ma una collisione che deve rispettare, per essere "produttiva", condizioni molto restrittive, sia energetiche che di orientamento.

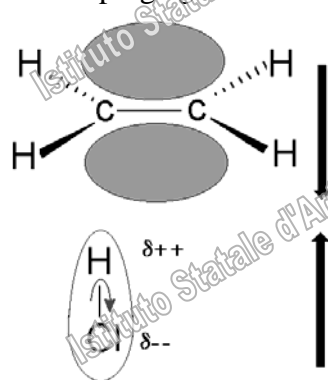
Innanzitutto deve essere sufficientemente violenta da permettere la rottura dei legami coinvolti.

Inoltre le molecole in collisione devono essere orientate nel verso giusto altrimenti, anche se le condizioni energetiche sono soddisfatte, la reazione non può procedere.

La condizione sterica ottimale è rappresentata dall'acido cloridrico che entra in collisione con l'etene perpendicolarmente al piano molecolare di C_2H_4 , con l'idrogeno disposto in posizione frontale, come in figura:



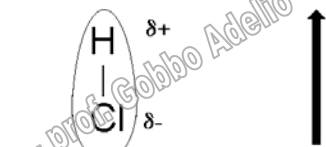
A questo punto le cose per la molecola dell'acido cloridrico si fanno sempre più drammatiche: la molecola, già per sua natura polare, si polarizza sempre di più, a causa della repulsione che la coppia di elettroni del legame H-Cl subisce ad opera del sistema π dell'etene che crea una regione ad alta densità negativa sopra e sotto il piano, che respinge gli elettroni di HCl.



Di male in peggio!

Ora l'idrogeno dell'acido cloridrico possiede un'intensa carica positiva, seppure parziale.

Il sistema π dell'etene a questo punto si inquieta: attratti dal campo elettrico positivo originato dall'idrogeno di HCl i suoi due elettroni si polarizzano a loro volta: da un legame covalente puro tra carboni passiamo ad un legame polarizzato, con la comparsa di una parziale carica negativa sul carbonio più vicino a HCl!



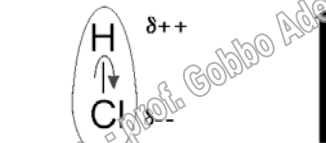
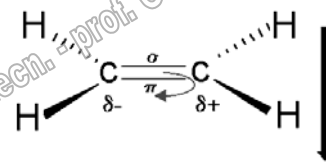
Alla comparsa di questa polarizzazione sull'etene l'acido cloridrico reagisce polarizzandosi ulteriormente!

«Più ti polarizzi più mi polarizzo io!!» - sembra si urlino il legame π dell'etene e quello σ dell'acido cloridrico.

Si va verso una situazione insostenibile!

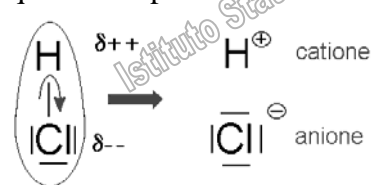
Polarizza, polarizza, polarizza, i legami non possono più reggere.

Che succederà?



Non so voi cosa ne pensiate ma anche un ingenuo, a digiuno completo di chimica, potrebbe esclamare: «Qui di sicuro succede un Quarantotto!!»

E non possiamo dargli torto. La risposta è tuttavia un po' vaga e noi non possiamo accontentarci di questa semplice intuizione.



Il secchione di turno potrebbe andare un po' più in là.

Potrebbe ipotizzare che il legame covalente dell'acido cloridrico, già polare di suo, non regga a questa situazione e si rompa: la rottura in questo caso, a differenza di quanto abbiamo visto nella chimica degli alcani, non dovrebbe essere *omolitica* ma *eterolitica*, in quanto le particelle generate dalla scissione saranno di tipo diverso.

Bene. Non lo sto dicendo io, lo ha detto il secchione e sapete com'è, non sta bene dar torto al secchione di turno, gli aumentano i brufoli.

Per il momento diamo allora per buona questa ipotesi e vediamo come dovrebbe evolvere. Perché, vedete, al cloro essere diventato anione va sicuramente bene ma non si può dire la stessa cosa per l'idrogenione. Ma cos'è un idrogenione? Oh bella, direbbe il secchione, è un atomo di idrogeno senza un elettrone. Cerchiamo di essere più precisi! È un atomo di idrogeno senza l'elettrone, senza l'**unico** elettrone di cui dispone. Questa è la grande, grandissima differenza, tra lui e qualsiasi altro catione. Perché vedete, quando un atomo di un qualsiasi altro elemento della tavola periodica perde un elettrone diventa ovviamente un catione monovalente positivo. Questa **carica** positiva è distribuita sul **volume** che comprende non solo il **nucleo** del catione ma anche (e soprattutto) il mantello elettronico, dove ci sono i rimanenti elettroni.

Quando a perdere l'elettrone è l'idrogeno le cose vanno male, molto male, perché il poverino non ha altri elettroni nel mantello e di conseguenza la carica positiva che si origina è localizzata nel nucleo, o meglio nel protone, concentrata in un volume enormemente piccolo.

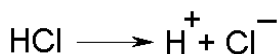
Possiamo quindi dire che lo **ione H^+** è un **proione**, il quale presenta una **elevatissima densità di carica positiva**, paragonabile a quella dell'elettrone.

È questa in realtà la ragione comune per cui nelle normali soluzioni i protoni e gli elettroni non sono in grado di sopravvivere da soli, possono solo essere scambiati tra specie chimiche.

Possiamo fare un esempio. Come sapete la staffetta è una corsa a squadre in cui gli atleti percorrono a turno un determinato percorso, al termine del quale passano il testimone ad un altro compagno di squadra; il testimone nel corso della gara è sempre nelle mani di un atleta, non è mai abbandonato ma può passare di mano in mano.

Bene: l'idrogenione è come il testimone della staffetta: può essere scambiato tra specie chimiche ma non può essere abbandonato.

Se così è, non è credibile immaginare per l'acido cloridrico una banale scissione eterolitica del tipo:



Ciò infatti significherebbe abbandonare, almeno momentaneamente, l'idrogenione. Egli tuttavia potrà essere ceduto ad un'altra specie chimica. Quale?

Alla ricerca della felicità perduta o, più modestamente, di una coppia di elettroni

La risposta non è difficile: l'idrogenione cerca elettroni: ne cerca due, la mitica coppia di elettroni che gli permette di completare il suo guscio di valenza e di raggiungere così la configurazione del gas nobile a lui più vicino, l'elio.

Quando ero giovane mi avevano insegnato a dire che lo ione H^+ era **elettrondeficiente**; a me allora pareva una cosa brutta, offensiva per uno ione, mi ricordavano alcuni appellativi con cui mi apostrofava, a volte, il mio vecchio maestro. Per questo quando mi è stato detto che poteva definirsi anche **elettrofilo** le cose fra me e lo ione H^+ sono migliorate parecchio.

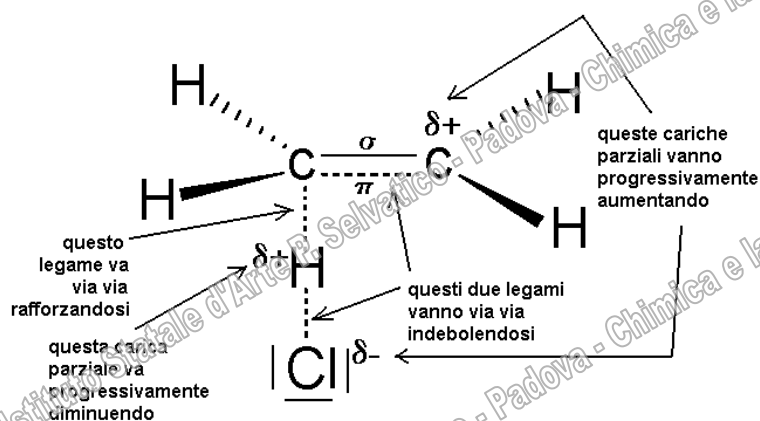
Sia come sia, un elettrofilo è in generale una particella carente di elettroni e che va alla loro ricerca. Se così è, anche l'idrogeno dell'acido cloridrico è un elettrofilo e lo è maggiormente un idrogeno dell'acido cloridrico che si sta polarizzando sempre di più, a causa della progressiva vicinanza della coppia di elettroni π dell'etene.

Attenzione, ma allora il sistema π dell'etene potrebbe essere una buona fonte di elettroni per un elettrofilo!

Sì, è proprio così. Si dice che l'etene e più in generale gli alcheni sono normalmente dei **nucleofili**, dove per nucleofilo si intende una molecola (o uno ione) dotato di una o più coppie di elettroni che possono essere messe a disposizione di eventuali elettrofili. È ben vero che nell'etene la coppia π è condivisa tra i due carboni ma "metterla in mobilità" è quasi un gioco da ragazzi: ricordiamoci che un legame π non è poi così difficile da rompere.

Adesso ci siamo veramente.

La molecola dell'acido cloridrico è ora davvero vicinissima all'etene: il suo legame si è polarizzato all'inverosimile, generando una forte carica parziale positiva sull'idrogeno, che diventa così adeguatamente elettrofilo da attaccare la coppia di elettroni π dell'etene: in modo sincronizzato tra loro il legame π dell'etene e quello tra idrogeno e cloro si rompono e contemporaneamente comincia a formarsi un legame tra l'idrogeno e il carbonio.



Attenzione: stiamo assistendo all'attacco di un elettrofilo all'etene! Questo elettrofilo è rappresentato dall'estremità parzialmente positiva (parzialmente impoverita di elettroni) di una molecola di acido cloridrico progressivamente polarizzata. Non serve quindi avere una vera e propria carica positiva per essere elettrofili, basta anche essere parzialmente positivi.

Quello che abbiamo appena finito di disegnare *non* è un *intermedio di reazione*, come lo sono i radicali liberi incontrati nello studio degli alcani: è la rappresentazione di uno *stato di transizione*, un momento fugace, un labile passaggio tra il punto di partenza e quello successivo, che andrà a definirsi quando tutti i legami coinvolti avranno concluso la loro avventura.

La cosa buona in tutto questo è che si evita così la formazione di un vero e proprio ione H^+ , solitario, con vita indipendente.

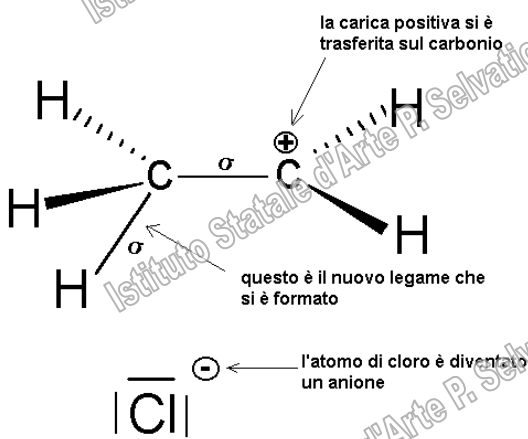
La cosa cattiva è che è un po' difficile immaginare un carbonio pentavalente e un idrogeno bivalente! Se infatti osservate il carbonio di sinistra esso appare legato contemporaneamente ad altri cinque atomi mentre l'idrogeno è legato a due atomi.

Calma ragazzi, non stiamo riscrivendo la chimica, stiamo solo interpretando male la scrittura che rappresenta lo stato di transizione.

In realtà i legami tratteggiati rappresentano legami parziali, legami che sono o in via di rottura o in fase di formazione, sono cioè rappresentazioni di una realtà dinamica, in movimento. Ad esempio, se osserviamo il carbonio di sinistra possiamo affermare che egli lega ancora stabilmente, tramite i tre legami σ i suoi due vecchi idrogeni e l'atomo di carbonio vicinale, mentre sta trasferendo i due elettroni del legame π dal carbonio al terzo idrogeno, quello dell'acido cloridrico. La coppia di elettroni si sta insomma riposizionando ma, ribadisco, si tratta sempre della stessa coppia, non è ancora la moltiplicazione dei pani e degli elettroni.

Come andrà a finire?

La formazione del carbocatione, ossia come scambiarci le disgrazie tra molecole



Non è difficile prevedere la conclusione della vicenda.

L'idrogeno di HCl ora lo troviamo attaccato al carbonio, grazie all'utilizzo del legame π che si è aperto ed ha agganciato l'idrogeno, diventando un legame σ .

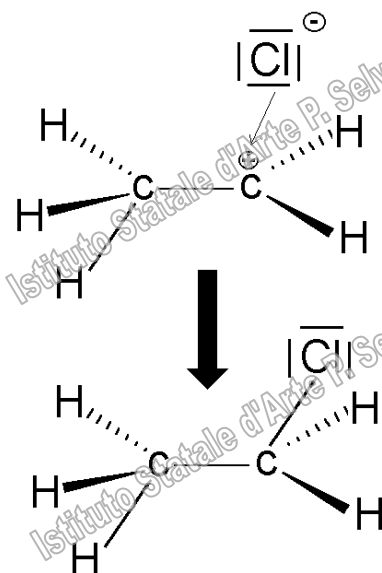
La situazione di elettroneficenza che avevamo registrato sull'idrogeno nello stato di transizione adesso non c'è più: l'idrogeno ha risolto definitivamente i suoi problemi. Per far questo tuttavia il carbonio di destra ha perso un suo elettrone ed è quindi diventato positivo: si è generato un **CARBOCATIONE**. In questo caso si classifica il carbocatione formato come un **carbocatione primario**, in quanto la carica positiva sta su un carbonio primario.

Il cloro invece si è impossessato del legame che da sempre conteneva all'idrogeno diventando un anione e per il momento vive felice e contento.

Non così il carbonio positivo che ora è nelle peste: ha perso l'ottetto! Così non può andare!! Deve a tutti i costi ritornare alla primitiva situazione tetraedica. Per farlo ha bisogno di trovare una coppia di elettroni disponibili.

Ah! Ma allora un carbocatione è un elettrofilo! Certo, anche lui rincorre gli elettroni e li trova, guarda un po', da un nucleofilo. Un nucleofilo, ma dove possiamo trovarlo?

Finalmente la montagna partorisce il cloroetano



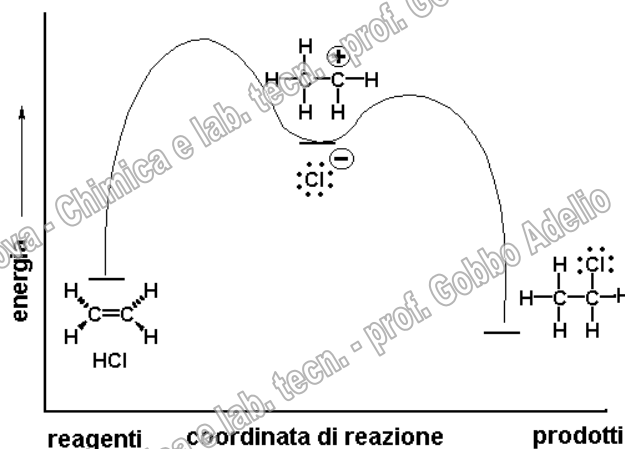
La risposta non è difficile: il nucleofilo più a portata di mano per il carbocatione è l'anione Cl⁻ che si è appena formato dalla scissione eterolitica dell'acido cloridrico. Poiché egli dispone di coppie di elettroni non condivisi può condividere una di queste coppie con il carbocatione.

Si è finalmente formato il prodotto finale: il **cloroetano** o, se preferite, il **cloruro di etile**.

Riassumendo, il meccanismo di questa **reazione di addizione** avviene in due passaggi distinti:

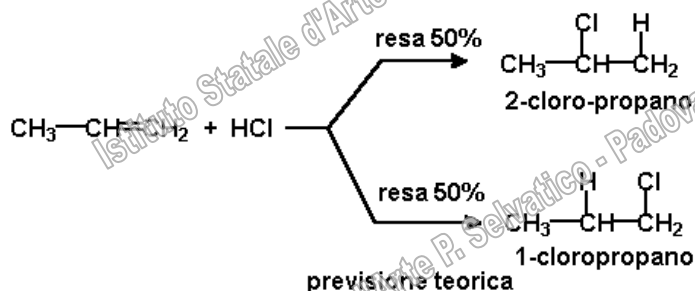
1. l'attacco di un elettrofilo, costituito da un idrogeno parzialmente positivo con formazione di un carbocatione;
2. reazione del carbocatione con il nucleofilo Cl⁻ con formazione dell'alogenoderivato.

Da sottolineare come il **carbocatione** sia sì instabile ma ha pur sempre un sua vita brevissima. È in altre parole un **intermedio di reazione** e sebbene normalmente non sia isolabile la sua esistenza può essere dimostrata in vari modi. Quanto ora studiato può essere anche rappresentato mediante un grafico, in cui viene indicato il decorso energetico della reazione.

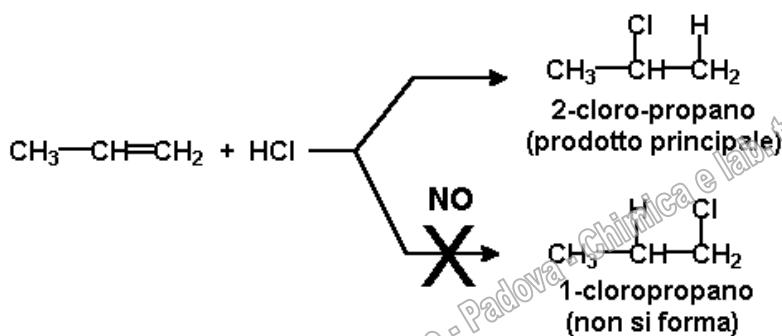


Markovnikov: chi è costui?

Adesso che sappiamo cosa fa l'etene con un acido alogenidrico (H-X) tentiamo di applicare le nostre conoscenze al fratello maggiore (pardon, all'omologo superiore), il propene CH₂=CH-CH₃. Aggiungiamo ad esso acido cloridrico HCl e poniamoci la domanda: «Dove va il cloro e dove va l'idrogeno?»



Riflettiamo. Il propene CH₃-CH=CH₂ è un alchene asimmetrico per cui non è affatto indifferente mettere il cloro a destra o a sinistra del doppio legame: si ottengono due distinti prodotti di addizione, tra loro **isomeri di posizione**. Bene, da un punto di vista probabilistico, a seconda dell'orientamento della collisione tra propene e HCl, ci si attende



la formazione di entrambi gli isomeri, con una resa del 50% per ognuno di essi.

Orbene, le nostre previsioni, pur ragionevoli, sono clamorosamente smentite dal propene che si comporta in modo molto bizzarro, dimostrando di avere una predilezione al momento inspiegabile, per il 2-cloropropano.

Questo tipo di reazioni, in cui un

reagente viene addizionato secondo un orientamento preferenziale, vengono indicate come **reazioni regioselettive**.

Ma perché il propene fa proprio questo?

Oggi siamo in grado di dare una spiegazione plausibile a ciò. Così non era nell'ottocento, quando la chimica organica era ancora agli inizi e tutte le diavolerie "moderne", che anche uno studente mediocre conosce (elettroni, legami covalenti, carbocationi, ecc.), erano del tutto ignote.

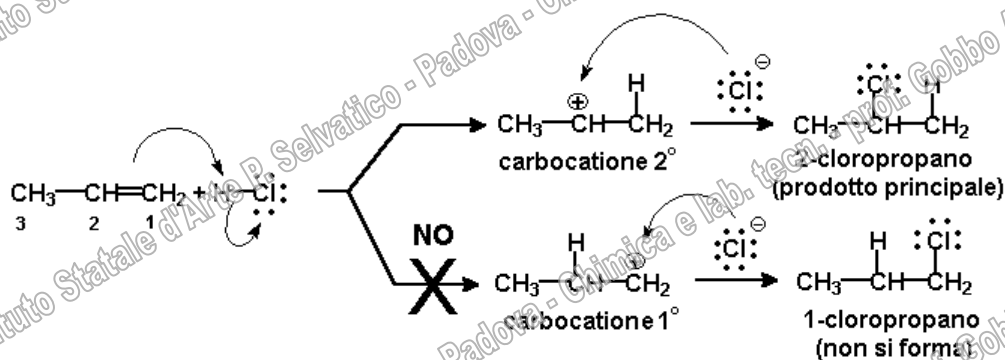
Bene, basandosi esclusivamente su dati sperimentali di laboratorio, un chimico russo, Vladimir **Markovnikov**, formulò una semplice regola generale, che da lui prende il nome, per predire la direzione di addizione di un acido alogenidrico HX ad un alchene:

Quando H-X si addiziona all'alchene, l'idrogeno si attacca al carbonio del doppio legame che possiede già il maggior numero di atomi di idrogeno.

Se applichiamo questa regola al doppio legame del propene il C₁ ha due idrogeni mentre il C₂ ne ha uno solo, perciò l'idrogeno dell'acido cloridrico si attacca sul C₁ ed il cloro sul C₂.

Naturalmente la **regola di Markovnikov** ha un valore predittivo ma **non spiega il perché** del comportamento del propene.

Per dare una spiegazione adeguata dobbiamo considerare il meccanismo di reazione.

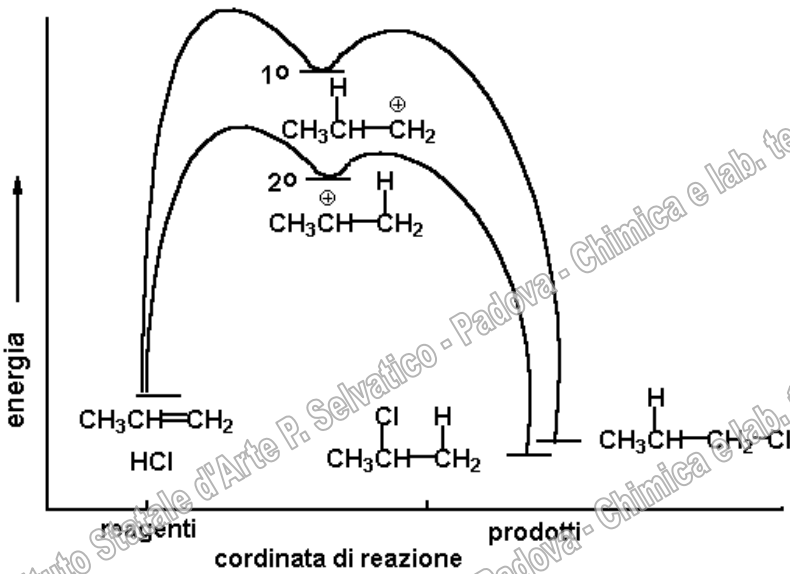


Come nel caso dell'etene il primo stadio consiste nell'addizione di un protone H⁺ all'alchene con formazione di un carbocatione.

Tuttavia il carbocatione che si forma è diverso, a seconda che il protone si attacchi al C₁ o al C₂.

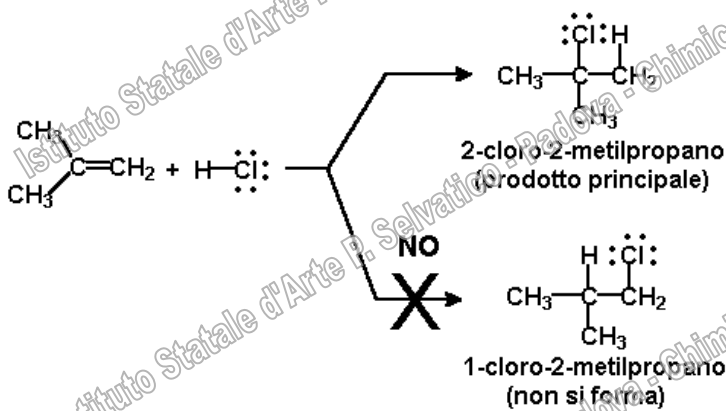
Se l'attacco è sul C₁ si forma un carbocatione secondario (notate come la carica positiva stia su un carbonio secondario). Ovviamente questo non può essere il prodotto finale (un carbocatione è sempre instabile) ed egli reagisce con il nucleofilo Cl⁻ per dare il 2-cloropropano, il prodotto che effettivamente si forma da questa reazione.

Se l'idrogeno si legasse, viceversa, sul C₂ il carbocatione che si dovrebbe generare sarebbe un carbocatione primario (notate come la carica positiva stia su un carbonio primario) che poi dovrebbe dare l'**1-cloropropano**. Tuttavia questo composto **non si forma** nella reazione.



È pacifico come queste due reazioni siano entrambe reazioni a due stadi e che per entrambe lo stadio più impegnativo, in termini energetici, sia quello in cui si genera il carbocatione (intermedio instabile, ad alto contenuto energetico). Se le cose vanno come vanno ciò non può che significare che il sistema preferisce formare un carbocatione secondario invece che un primario. Attenzione, questa preferenza non può che spiegarsi che in termini di stabilità o, se preferite, in termini di instabilità.

In altre parole il carbocatione secondario DEVE essere più stabile di un primario.

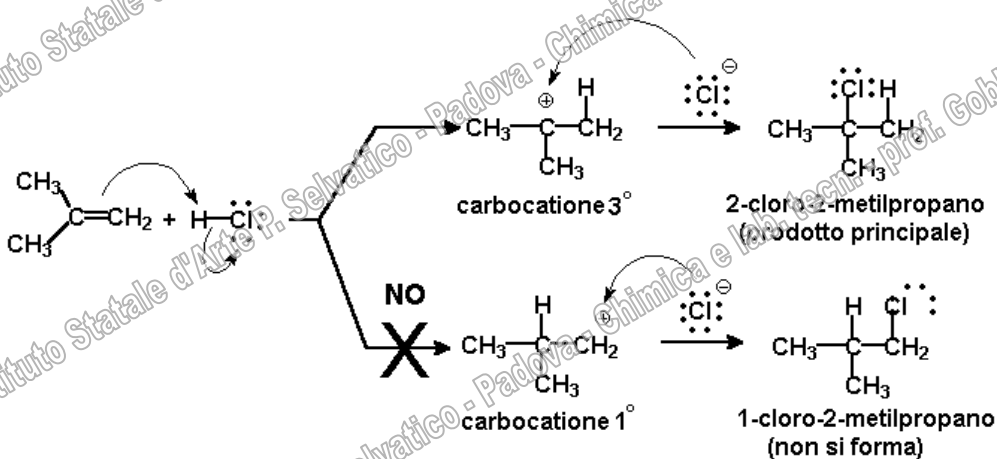


L'addizione di HCl al 2-metilpropene (isobutene) mostra come quanto finora verificato per il propene abbia una valenza del tutto generale. Anche qui, teoricamente, sono possibili due direzioni per l'addizione, tuttavia si forma un solo prodotto, il 2-cloro-2-metilpropano, nel rispetto della regola di Markovnikov.

Sempre in riferimento al meccanismo di reazione possiamo qui evidenziare come il prodotto effettivamente

formatosi sia generato da un carbocatione terziario, che il sistema preferisce ad un ipotetico carbocatione primario.

Ancora una volta ciò non può che significare che il carbocatione terziario è più stabile di un carbocatione primario.

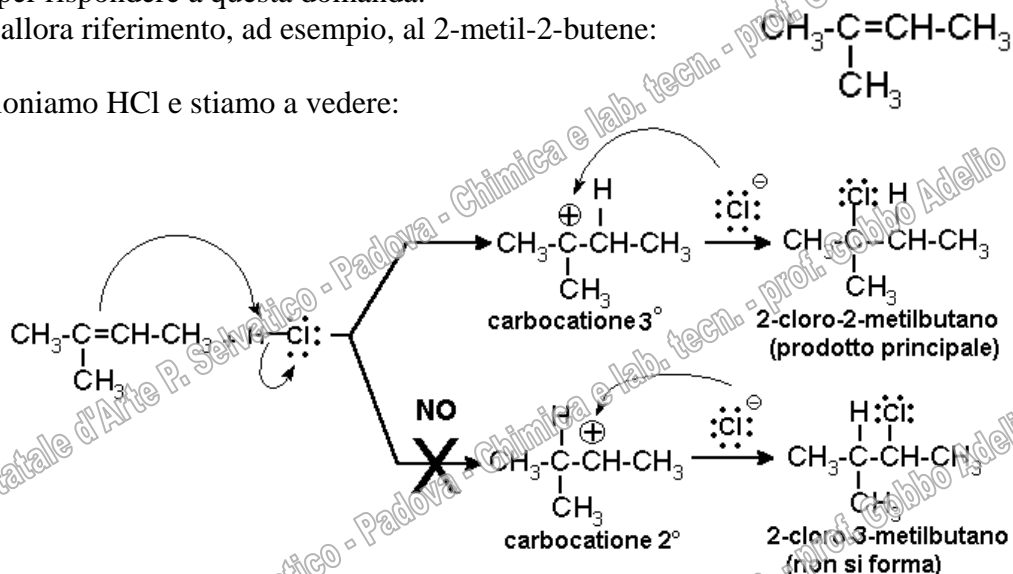


Bene. Possiamo affermare con una certa tranquillità che i carbocationi terziari e secondari sono sicuramente più stabili dei primari.

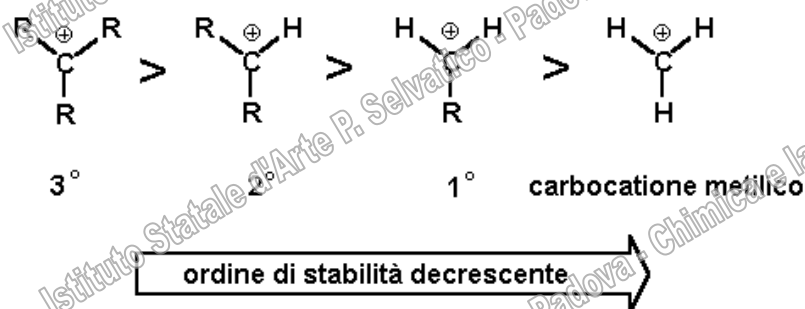
Ma quale è la stabilità dei carbocationi terziari rispetto ai secondari? Gli esempi fatti finora non sono utili per rispondere a questa domanda.

Facciamo allora riferimento, ad esempio, al 2-metil-2-butene:

Ora aggiungiamo HCl e stiamo a vedere:



La regola di Markovnikov stabilisce che l'idrogeno di HCl si leghi al carbonio che ha già più idrogeni, di conseguenza si formerà in modo elettivo il carbocatione terziario anziché il secondario: ciò significa che un carbocatione terziario sarà più stabile di un secondario.



A questo punto possiamo definire una scala di stabilità decrescente.

Avrete notato che finora non abbiamo spiegato le **ragioni** di questa diversa stabilità, ora sarebbe giunto il momento di farlo.

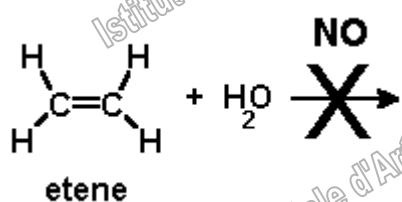
In realtà una spiegazione completa sarebbe per voi

piuttosto impegnativa in quanto concorrono alla stabilità dei carbocationi due distinti fenomeni: l'**iperconiugazione** e l'**effetto induttivo elettrondonatore**. Il primo fenomeno ve lo risparmio, il secondo, al di là del linguaggio per iniziati, indica, terra terra, che i gruppi alchilici legati al carbonio positivo tendono ad alleviare la situazione di elettronecchezza di questo povero carbonio, spostando un poco verso di lui i loro elettroni. Questo, riducendo l'intensità della carica positiva sul carbonio, rende un po' meno instabile il carbocatione. È evidente che due gruppi con un effetto di questo tipo sono i benvenuti e se sono tre meglio ancora: ecco spiegato (semplificando) perché i carbocationi terziari siano i più stabili e perché il carbocatione metilico, poverino, che di gruppi alchilici non ne possiede nemmeno uno, sia il più instabile.

Bene, proviamo ad applicare le nostre conoscenze ad un'altra reazione: state a vedere.

Acqua a volontà!!

Forti dei nostri studi proviamo ora a far reagire un alchene, ad esempio l'etene, con il reattivo sicuramente a più buon mercato e facile da reperire: l'acqua. In altre parole tentiamo la reazione di



idratazione dell'etene.

Ahime! Il tentativo si rivela un insuccesso, anche dopo parecchio tempo non si nota comparsa di prodotti.

Se mi domandate il perché di questo buco nell'acqua vi rispondo con un'altra domanda.

Non avevamo forse visto finora che il tutto partiva dall'attacco

di un elettrofilo al doppio legame dell'alchene?

Dov'è l'elettrofilo in questa reazione?

Semplicemente non c'è ed ecco perché la reazione non avviene.

«E no!» insorgerà il secchione di turno - «Non ci hanno forse insegnato lo scorso anno che l'acqua si ionizza e che in essa ci sono sempre ioni H_3O^+ ? Altrimenti tutta la storia del pH che ci sta a fare?»

Oh sì, è vero, lo riconosco, l'acqua si ionizza secondo il seguente equilibrio:



Tuttavia ricordo anche che nell'acqua pura la concentrazione di ioni H_3O^+ è pari a 10^{-7} moli/litro, è cioè 0,0000001 moli/litro; è come dire, se le moli non vi piacciono, che trovate un povero ione H_3O^+ ogni 560 milioni di molecole di acqua, una quantità del tutto insufficiente per garantire un elettrofilo in quantità adeguata.

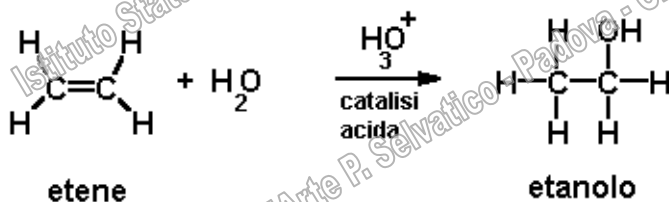
Allora se l'elettrofilo non c'è, lo dovete mettere voi. Avete qualche idea?

Perbacco, alcol a volontà!!

Beh, il problema non era poi così difficile. È sufficiente introdurre nell'acqua un po' di acido, utilizzare insomma dell'acqua acidulata. Attenzione, un acido vale l'altro e poi non servono quantità "industriali" di acido: sono sufficienti piccole tracce.

Si dice che la reazione di idratazione degli alcheni è a *catalisi acida*.

Possiamo riassumere il tutto con la seguente scrittura:



Il composto che abbiamo sintetizzato è in assoluto il più noto *alcol* di tutto il pianeta.

La sua formula razionale è $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$, dove il gruppo -OH si chiama *gruppo ossidrilico* ed è il *gruppo funzionale* caratteristico della famiglia degli **ALCOLI**.

La IUPAC lo chiama etanolo, il droghiere

lo chiama alcool etilico, gli estimatori lo indicano col termine alcol buongusto. È, in poche parole, l'alcol contenuto in tutte le bevande alcoliche, dal vino alla grappa, dalla birra al terribile limoncello che conveziona mia moglie.

Tuttavia non vorrei far venire a qualcuno di voi cattive idee: per legge l'alcol che beviamo non può essere prodotto da questa sintesi ma solo per *fermentazione*, reazione che vedremo trattando gli alcoli. La reazione di idratazione dell'etene può essere usata solo per sintetizzare *etanolo* per *usi industriali*.

Addizione con idrogeno

Per i pigroni che non hanno letto le pagine sulle ossido-riduzioni faccio notare che l'idrogenazione è uno dei metodi di riduzione più semplici: nel caso degli alcheni consiste nell'aggiunta di una molecola di idrogeno al doppio legame. Tuttavia l'aggiunta avviene solo in presenza di un catalizzatore; molto usati sono metalli nobili come il platino o il palladio, oppure il nichel. Essendo dei solidi si tratta di catalizzatori eterogenei e per questo è importante che siano il più possibile finemente suddivisi, in modo da presentare la massima superficie.

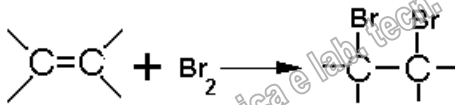
Schematicamente possiamo scrivere:



Nella sostanza l'idrogenazione permette di passare da un idrocarburo insaturo (un alchene) a un idrocarburo saturo (un alcano).

Addizione di alogeni

Sia il bromo che il cloro reagiscono con grande facilità con gli alcheni dando reazioni di addizione del tipo 1,2. Schematicamente possiamo scrivere:



Potete notare che in questo caso, a differenza dell'idrogenazione, non serve alcun catalizzatore. Un'altra "anomalia" con le precedenti reazioni prese in considerazione (che, ricorderete, sono reazioni di addizione elettrofila) è che qui non c'è traccia di un iniziale elettrofilo.

In realtà l'elettrofilo si forma dalla polarizzazione della molecola dell'alogeno, inizialmente apolare, man mano che questa si avvicina al sistema π dell'alchene.