

Qualche richiamo generico sulle terribili ossido-riduzioni

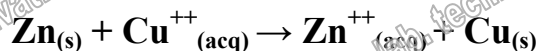
In chimica quando si parla di **ossidoriduzioni** ci si riferisce a reazioni in cui le specie coinvolte si scambiano **elettroni**.

Come primo esempio prendiamo in considerazione la **reazione redox** che si verifica quando una lamina di zinco viene immersa in una soluzione di solfato di rameico, CuSO_4 , meglio espressa dalla sua annotazione ionica: $\text{Cu}^{++}(\text{SO}_4)^{2-}$

Come tutti i sali il solfato rameico posto in acqua si dissocia nei suoi ioni costituenti:



La reazione di ossidoriduzione, trascurando l'anione solfato, che non partecipa allo scambio di elettroni, può allora essere così rappresentata:



È allora del tutto evidente come tra l'atomo di zinco e lo ione Cu^{++} ci sia stato uno scambio di elettroni:

- l'**atomo di zinco** $\text{Zn}_{(\text{s})}$ ha **ceduto 2 elettroni** ed è diventato lo ione positivo (catione) $\text{Zn}^{++}_{(\text{acq})}$

$$\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{++}_{(\text{acq})} + 2\text{e}^-$$
SEMIREAZIONE DI OSSIDAZIONE

- lo **ione** $\text{Cu}^{++}_{(\text{acq})}$ ha **acquisito 2 elettroni** e si è trasformato in un atomo neutro $\text{Cu}_{(\text{s})}$

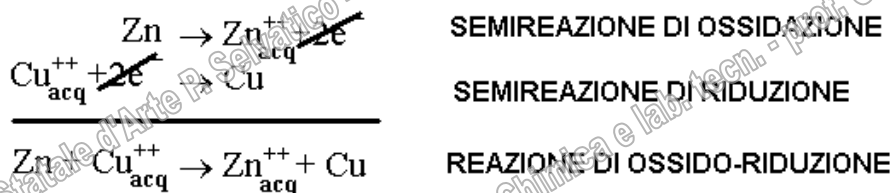


Né l'una né l'altra delle due semireazioni può avvenire indipendentemente dall'altra: se c'è una specie che cede elettroni deve essere presente contemporaneamente una specie che acquista elettroni.

Insomma le semireazioni di ossidazione e di riduzione sono come due sorelle siamesi: se c'è l'una c'è anche l'altra. Per questo parliamo di **reazioni di ossido-riduzione** o, parlando anglosassone, **reazioni redox**.

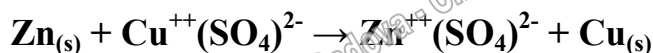
Notate come il numero di elettroni in gioco nelle due semireazioni sia il medesimo. Così deve essere: gli elettroni non possono sparire o venire dal nulla, possono essere solo scambiati.

Se ora sommiamo le due semireazioni, trattandole come se fossero due volgari equazioni matematiche, avremo:



Nella **reazione redox** complessiva gli **elettroni non compaiono**, semplicemente perché il numero di quelli ceduti è uguale a quelli acquistati.

A onor del vero questa reazione, per essere completa, dovrebbe indicare anche i contro-ioni (gli anioni) con cui si accompagnano i cationi: non può infatti esistere, ad esempio, una soluzione di soli ioni $\text{Cu}^{++}_{(\text{acq})}$, essi devono essere "neutralizzati" da degli anioni, ad esempio da degli anioni solfato $(\text{SO}_4)^{2-}$:



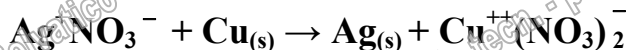
Notate tuttavia come questi anioni $(\text{SO}_4)^{2-}$ non siano coinvolti nello scambio di elettroni ma viceversa semplicemente "assistono" passivamente ad esso: $(\text{SO}_4)^{2-}$ avevamo prima, $(\text{SO}_4)^{2-}$ abbiamo dopo, ha "solo" cambiato di partner. Per questo, proprio per l'esigenza di andare al "nocciolo" del processo redox è inopportuno indicare gli ioni che non partecipano direttamente allo scambio di elettroni, anche perché in soluzione essi sono fisicamente nettamente separati dai relativi

cationi coinvolti dallo scambio di elettroni (non dimentichiamo infatti che il solfato rameico e il solfato di zinco sono sali solubili, in acqua completamente dissociati nei loro ioni).

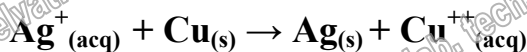
Per queste ragioni, quando il processo redox coinvolge specie in soluzione, nella ricerca del bilanciamento si preferisce indicare solo gli ioni effettivamente coinvolti dallo scambio di elettroni, tralasciando i loro contro-ioni, a meno che la sostanza coinvolta non sia una sostanza insolubile (e quindi solida) oppure indissociata.

Se proprio vogliamo, alla fine, una volta bilanciata la reazione redox nella notazione ionica, possiamo comunque completare la reazione con i relativi contro-ioni.

Facciamo un altro esempio:



Questo è quanto si verifica immergendo una lamina di rame in una soluzione di nitrato d'argento $\text{Ag}^+ (\text{NO}_3)^-$. Poiché sia il nitrato d'argento che il nitrato di rame sono sali solubili, totalmente dissociati nei rispettivi ioni, tanto vale escludere da subito dalle nostre considerazioni l'anione nitrato, semplificando così:



Qui si può osservare come sia il rame a subire *ossidazione* (**PERDITA DI ELETTRONI**):



Viceversa lo ione Ag^+ subisce una *riduzione* (**ACQUISTO DI ELETTRONI**):



Tuttavia qui il numero di elettroni in gioco nelle due semireazioni è diverso; perché sia uguale (e lo **DEVE** essere) è sufficiente moltiplicare la semireazione di riduzione per 2:

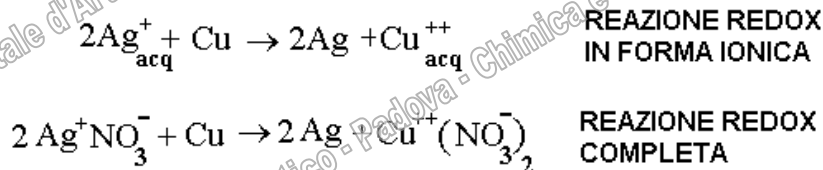


Sommando ora le due semireazioni così bilanciate si ottiene:

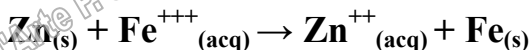
A questo punto abbiamo bilanciato la reazione redox nella sua forma ionica e per me può bastare



Se il solito Pierino proprio insiste possiamo indicare anche la reazione redox completa, con tutti i contro-anioni:



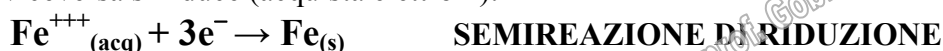
Prendiamo ora in esame la seguente reazione:



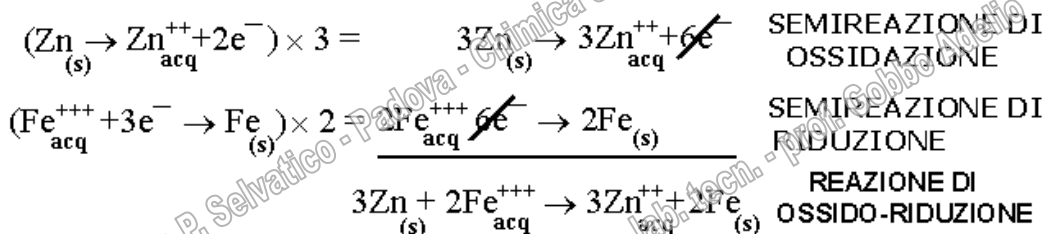
Da qui si può già osservare che è lo zinco ad ossidarsi (perdere elettroni):



Lo ione Fe^{3+} viceversa si riduce (acquista elettroni):

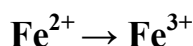


Il numero di elettroni in gioco non è tuttavia lo stesso ed allora dobbiamo prima bilanciare le due semireazioni, moltiplicando la prima per 3 e la seconda per 2 e quindi sommarle:



Ancora una volta nella reazione finale di ossido-riduzione conclusiva gli elettroni non compaiono (e non devono comparire).

Prendiamo ora in esame la seguente scrittura:



Di che si tratta?

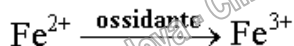
Evidentemente se lo ione Fe^{2+} si è trasformato nello ione Fe^{3+} ciò non può che significare che lo ione ferroso ha perso un elettrone, siamo quindi di fronte ad una **semireazione di ossidazione**:



Dovrebbe essere chiaro che ciò sarà possibile a patto che sia presente una sostanza che si faccia carico degli elettroni, acquistandoli (e quindi a sua volta riducendosi).

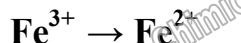
Tutte quelle sostanze che manifestano una elevata propensione ad acquistare elettroni da altre sostanze e che quindi ne causano l'ossidazione si dicono OSSIDANTI.

Più correttamente la scrittura precedente deve così essere integrata:



Questo è un modo molto spiccio (e un po' grossolano) per dire solamente che se vogliamo causare l'**ossidazione** dell'ione ferroso si deve utilizzare un generico **ossidante**: questa scrittura non è insomma la reazione redox complessiva ma la rappresentazione (per di più parziale) della semireazione di ossidazione.

Rovesciamo la frittata: cosa rappresenta la seguente scrittura?



Qui è lo ione ferrico Fe^{3+} a formare lo ione ferroso Fe^{2+} e questo può accadere solo se c'è acquisto di un elettrone: siamo di fronte ad una **semireazione di riduzione**:



Ciò sarà possibile a patto che nel sistema di reazione sia presente una sostanza con forte tendenza a cedere elettroni (e che quindi a sua volta si ossida).

Tutte quelle sostanze che manifestano una elevata propensione a cedere elettroni ad altre sostanze e che quindi ne causano la riduzione si dicono RIDUCENTI.

Allora la scrittura precedente deve così essere integrata:



Come in precedenza questo è un modo molto rapido per dire solamente che se vogliamo causare la **riduzione** dell'ione ferrico si deve utilizzare un generico **riducente**: ancora una volta questa scrittura non è la reazione redox complessiva ma la rappresentazione sommaria della semireazione di riduzione.

A questo punto abbiamo però un tarlo che ci rode: quali sono questi benedetti **ossidanti** e chi sono i **riducenti** che abbiamo a disposizione per effettuare queste semireazioni?

Lo vedremo tra poco ma noi ora abbiamo un altro obiettivo: capire quali siano le applicazioni in chimica organica di quanto finora studiato.

Le ossido-riduzioni in chimica organica



Prendiamo in considerazione la seguente trasformazione:

Di che si tratta?

«Boh!» - dirà il solito Pierino - «Cosa sia non lo so ma quello che è certo è che questa cosa, con l'argomento

delle ossidoriduzioni, non ha niente a che fare!»

No, quella che vedete è un abbozzo di **(semi)reazione di ossidazione** di un composto organico, un alcol, precisamente il 2-propanolo, per gli amici isopropanolo. Non raccontate bugie! Non lo avete mai conosciuto, almeno finora. Il composto a destra è invece una vecchia conoscenza, almeno per chi fa uso di smalto per le unghie: si tratta dell'**acetone**, che i chimici chiamano confidenzialmente propanone.

Ma io come faccio ad essere così sicuro che la reazione in questione sia una semireazione di ossidazione, visto che di elettroni in gioco (più precisamente ceduti) non c'è nemmeno l'ombra?

Nei composti organici il modo più spiccio per riconoscere se una data trasformazione comporti un'ossidazione o una riduzione consiste nel controllare il numero di atomi di ossigeno e di idrogeno:

- Se il numero di atomi di ossigeno aumenta e/o il numero di atomi di idrogeno diminuisce (come in questo caso) potete essere certi che il composto in esame è sottoposto ad una **OSSIDAZIONE**
- Se invece il numero di atomi di ossigeno diminuisce e/o il numero di atomi di idrogeno aumenta, siamo di fronte a una **RIDUZIONE**

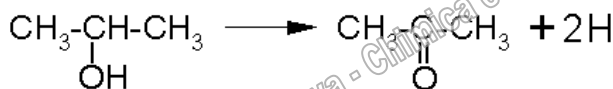
«Boh!» - borbotta il solito Pierino - «Ma cosa centrano gli ossigeni e gli idrogeni con la moneta di scambio delle ossido-riduzioni che, mi pareva, dovevano essere gli elettroni?»

Va bene, ora cerco di farvi capire che questo è un modo diverso per dire la stessa cosa.

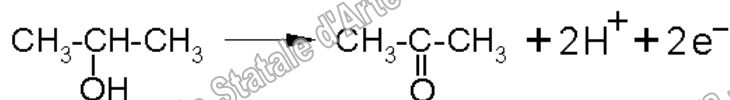
Guarda chi si rivede, gli elettroni!!

Ripartiamo dall'inizio, osservando la reazione precedente.

Potete notare come il composto di sinistra abbia due idrogeni in più di quello di destra. Poiché gli idrogeni non possono sparire, il loro bilanciamento viene allora raggiunto aggiungendo, nella parte dove c'è carenza di idrogeno, cioè a destra, **2 atomi di idrogeno**:



Adesso facciamo un altro passetto: sarete d'accordo con me come sia equivalente ai fini del bilanciamento aggiungere all'equazione un atomo di idrogeno oppure, in alternativa, sommare contemporaneamente un idrogenione H^+ assieme a un elettrone (fa sempre un atomo di idrogeno);



in questo modo l'equazione precedente diventa:

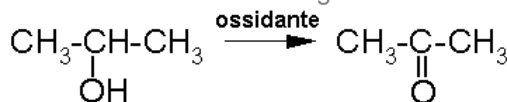
Guarda chi si rivede! Gli elettroni!

Ma allora questa è per davvero una **(semi)reazione di ossidazione!**

Ma non ve l'avevo già detto controllando il numero di atomi di idrogeni a destra e a sinistra del segno di reazione?

I diffidenti di turno sono stati accontentati.

C'è tuttavia in questa scrittura un piccolo neo: che fine fanno gli elettroni? Cribbio, basta che ci sia nei paraggi un ossidante! La scrittura precedente la possiamo allora sintetizzare così:



In soldoni: questo significa che se voglio trasformare il 2-propanolo nel propanone devo necessariamente avere sottomano un ossidante.

Ah, se non ci fossero gli ossidanti non sapremo proprio come uscire da certe situazioni!!

I numeri di ossidazione, ossia, come arrivare allo stesso risultato per altra via

Non siete ancora convinti che il passaggio 2-propanolo → propanone preveda l'ossidazione del composto di partenza?

Eccovi serviti! Vi presento il **numero di ossidazione** (confidenzialmente **n.o.**), utile per i nostri problemi ma anche per risolvere questioni ben più complesse, come il bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione, argomento che per carità cristiana non affrontiamo.

Stringendo all'osso: il numero di ossidazione è un **numero convenzionale** (formale, cioè **fittizio**) che può essere positivo, negativo, intero o non intero, oppure zero. Esso corrisponde alla **ipotetica carica** che ogni atomo acquisterebbe attribuendo gli elettroni di legame, tra atomi a diversa elettronegatività, a quello più elettronegativo. In parole povere: si ipotizza che i legami covalenti polari diventino improvvisamente ioni: si tratta di una finzione che però è utile per capire se un dato atomo nel corso di una reazione stia perdendo o acquistando elettroni.

In precedenza abbiamo affermato che :

- per **ossidazione** si intende la **perdita** di uno o più **elettroni**
- per **riduzione** si intende l'**acquisto** di uno o più **elettroni**

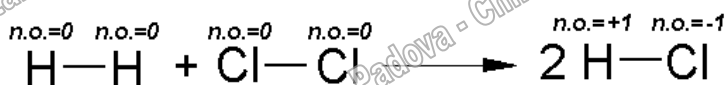
Utilizzando in concetto del **numero di ossidazione**, possiamo dire:

- l'**ossidazione** può essere definita come un **aumento** del **numero di ossidazione**
- la **riduzione** può essere definita come una **diminuzione** del **numero di ossidazione**

Esistono anche delle semplici regole che fareste bene memorizzare.

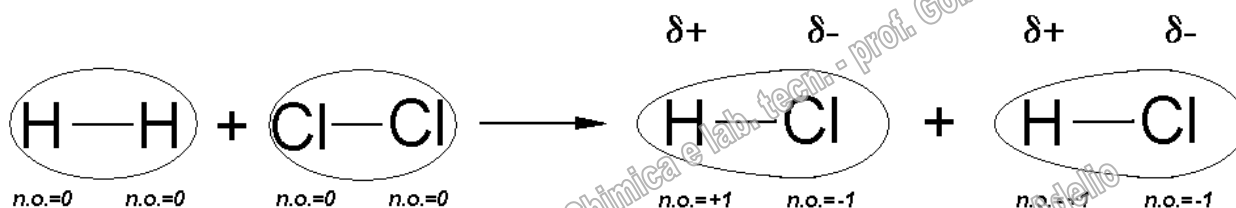
1. il **n.o.** di un atomo allo stato elementare è pari a 0 (zero). Ad esempio: rame metallico Cu (**n.o.** = 0); idrogeno gassoso H₂ (**n.o.** = 0)
2. il **n.o.** di uno ione monoatomico equivale alla sua carica. Ad esempio: ione sodio (monovalente) Na⁺ (**n.o.** = +1); ione cloruro (monovalente) Cl⁻ (**n.o.** = -1)
3. il **n.o.** dell'**idrogeno**, legato a formare composti, è sempre **+1**, tranne che negli idruri (composti metallici dell'idrogeno) dove vale -1.
4. il **n.o.** dell'**ossigeno** in un composto vale **-2**, tranne che nei perossidi, dove vale -1 oppure quando è legato con il fluoro, dove vale +2.
5. la somma algebrica dei **n.o.** degli elementi che formano uno ione poliatomico vale quanto la carica dello ione stesso.
6. la somma algebrica dei **n.o.** degli elementi che formano un composto molecolare deve essere 0 (zero): è il caso più frequente nei composti organici che sono quasi sempre sotto forma molecolare.

Vediamo un'applicazione, considerando la reazione di sintesi dell'acido cloridrico H₂+Cl₂ → 2HCl



Potete osservare come il numero di ossidazione degli idrogeni sia aumentato (da 0 a +1) a spese degli atomi di cloro che sono invece diminuiti (da 0 a -1). Possiamo quindi affermare che gli idrogeni si sono ossidati, mentre gli atomi di cloro si sono ridotti. Ma dov'è la perdita di elettroni da parte degli idrogeni? E dove l'acquisto di elettroni da parte degli atomi di cloro?

La cosa è più chiara se riflettiamo sulla diversa natura dei legami nei reagenti e nei prodotti: covalenti puri nelle due molecole di partenza, covalenti polari in quelle di arrivo.

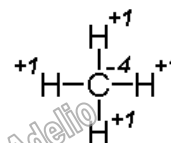


Sarete d'accordo con me che è cosa diversa condividere equamente una coppia elettronica con un partner rispetto alla situazione in cui questa coppia viene, in parte "rubata" da un partner più elettronegativo: è quello che succede all'idrogeno quando va a legarsi con il cloro!

Alla luce di questo esempio possiamo aggiornare la definizione di ossidazione e di riduzione come segue:

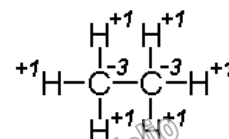
- per **ossidazione** si intende la **perdita totale o parziale** di uno o più **elettroni**
- per **riduzione** si intende l'**acquisto totale o parziale** di uno o più **elettroni**

Andiamo ora a calcolare i numeri di ossidazione per gli atomi costituenti il metano CH_4 . Ricordando che l'idrogeno nei suoi composti manifesta sempre n.o. pari a +1 (tranne che negli idruri metallici) e che la somma di tutti gli n.o. presenti in una molecola neutra deve essere pari a zero avremo, per il numero di ossidazione del carbonio:



$$(+1) \times 4 + \text{n.o.}_C = 0 \quad +4 + \text{n.o.}_C = 0 \quad \text{n.o.}_C = -4$$

Facciamo un altro esempio, riferendoci all'etano $\text{CH}_3\text{-CH}_3$. In questo caso il legame tra i carboni non influisce sul calcolo del n.o. degli stessi, essendo un legame covalente puro (legame tra atomi uguali); anche in questo caso la somma dei vari n.o. dovrà essere pari a zero:



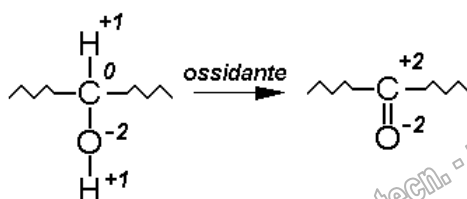
$$(+1) \times 6 + 2 \times \text{n.o.}_C = 0 \quad +6 + 2 \times \text{n.o.}_C = 0 \quad 2 \times \text{n.o.}_C = -6 \quad \text{n.o.}_C = -3$$

A questo punto prendiamo la reazione che prevede la trasformazione del 2-propanolo in propanone e vediamo come variano i numeri di ossidazione. Il calcolo può tranquillamente essere limitato a quella parte della molecola che vede un cambiamento della struttura molecolare, poiché il resto rimane inalterato:



Si può quindi osservare che nel passaggio 2-propanolo \rightarrow propanone il numero di ossidazione del carbonio ha subito un incremento $0 \rightarrow +2$, in altre parole il carbonio si è ossidato.

Perché ciò sia possibile è però **indispensabile** la contestuale presenza di un **ossidante**; quindi più correttamente possiamo scrivere:



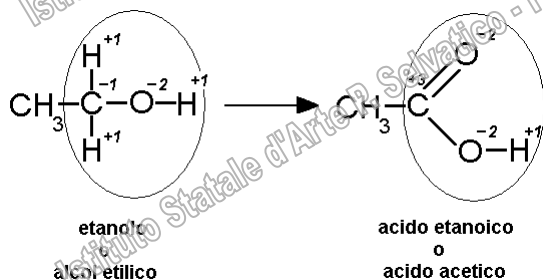
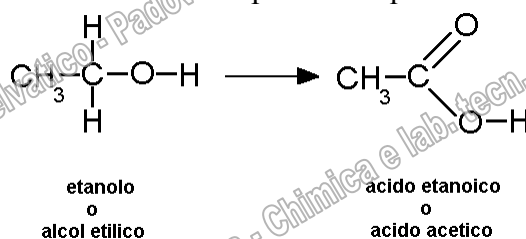
A questo punto però non possiamo più svincolare rispetto alla domanda che avevamo già posto in precedenza: quali sono questi benedetti **ossidanti** e chi sono, al contrario, i **riducenti** che abbiamo a disposizione per effettuare queste semireazioni di ossidazione o di riduzione?

L'ossidante dei poveri: l'ossigeno

Non mi sentirei affatto imbarazzato se qualcuno, a bruciapelo, mi chiedesse di mettergli a disposizione un ossidante a buon mercato: questa è una delle poche cose che ho ancora a disposizione, nonostante la miseria delle nostre risorse scolastiche.

Perché vedete, l'ossigeno è ancora gratuito, almeno fino a quando non ci faranno pagare anche l'aria che respiriamo e l'**ossigeno** è l'**ossidante** per antonomasia.

Allora immaginiamo che il solito Pierino sia alle prese con questa reazione chimica.



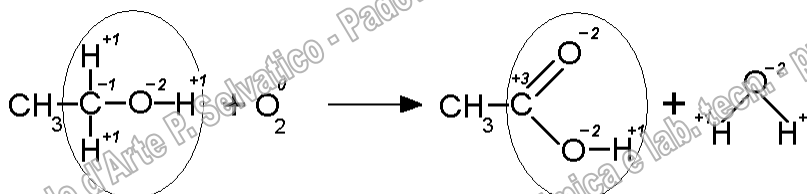
Non ci vuole un matematico per vedere che a destra del segno di reazione ci sono, rispettivamente due idrogeni in meno ed un ossigeno in più.

Il composto di sinistra quindi si è ossidato. Alla medesima conclusione possiamo arrivare considerando i numeri di ossidazione di quella parte della molecola che subisce delle modifiche strutturali.

Questa reazione sta alla base per inciso, della trasformazione del vino in aceto, reazione che fa la gioia dei produttori di aceto, molto meno dei bevitori di vino.

Ora anche i sassi sanno che per ossidare il vino basta lasciare il vino esposto all'aria o, se preferite, all'ossigeno dell'aria.

Bene, facciamo un passo in avanti:



Si può osservare come il numero di ossidazione del carbonio abbia un incremento di quattro unità, da $-1 \rightarrow +3$ con un $\Delta_{n.o.} = +4$; questo è possibile grazie alla contemporanea riduzione dell'ossigeno che vede il numero di ossidazione dei suoi due atomi diminuire da $0 \rightarrow -2$ con un $\Delta_{n.o.} = -4$.

Siamo arrivati al capolinea?

Giusto per interrompere la festa vi faccio una domanda: era proprio indispensabile usare l'ossigeno per ossidare l'etanolo? Non potevamo usare al suo posto un altro ossidante, magari più efficace?

Perché, vedete, la reazione di ossidazione dell'etanolo con l'ossigeno non è poi così veloce. Questo, per chi sta sorseggiando un bicchiere di barolo d'annata, non è poi un male: se la reazione fosse molto veloce non avrebbe neanche il tempo di versarsi un bicchiere che già il vino diventerebbe aceto!

Tuttavia dal punto di vista delle sintesi di laboratorio la lentezza di una reazione può essere un bel problema: il proverbio che il tempo è denaro non l'ho inventato io.

Per queste ragioni i chimici dispongono di molti altri ossidanti, rapidi e efficienti.

Le sostanze ossidanti più frequenti in chimica organica

Qui di seguito riporto un piccolo elenco (molto parziale) di sostanze ossidanti che trovano largo impiego in chimica organica.

Sulla prima colonna di sinistra è indicato per intero il composto ossidante, sulla seconda la specie che effettivamente agisce da ossidante, nella terza la specie ridotta che si genera: potete osservare che a seconda delle condizioni (ambiente acido o basico) si formano prodotti di riduzione diversi.

sostanza ossidante	specie ossidante	prodotto della riduzione dell'ossidante
$\text{K}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ bicromato di potassio	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+} in ambiente acido
$\text{K}^+(\text{MnO}_4)^-$ permanganato di potassio	MnO_4^-	Mn^{2+} in ambiente acido MnO_2 in ambiente neutro o basico
H_2O_2	H_2O_2	H_2O
$\text{Na}^+(\text{ClO})^-$ ipoclorito di sodio	ClO^-	Cl^-

I processi di riduzione in chimica organica

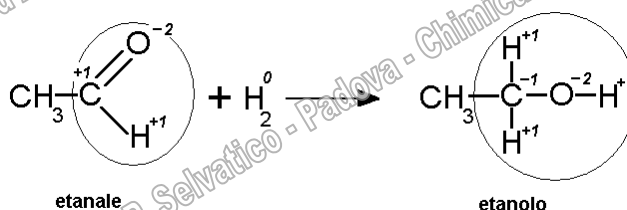
Finora volevamo ossidare, adesso vogliamo poter **ridurre** un composto organico.

Beh, non dovrebbe essere poi così difficile. Cosa intendiamo per riduzione? Lo avevamo già detto: in un composto organico si ha **riduzione** quando **aumentano gli idrogeni** o **diminuiscono gli ossigeni**, oppure, ed è la stessa cosa, **diminuisce il numero di ossidazione**.

Immaginiamo di voler effettuare la seguente reazione:



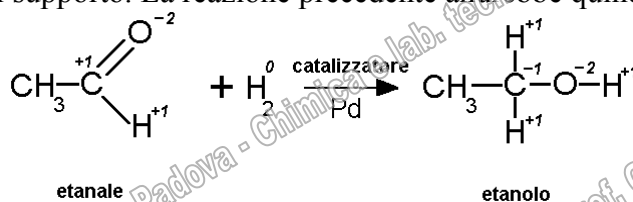
la cosa più ovvia è tentare di **idrogenare** l'etanale, cioè farlo reagire con idrogeno gassoso (H_2).



In questo modo si raggiungono due risultati: si eguagliano gli idrogeni tra prodotti e reagenti e si controbilancia contemporaneamente la diminuzione del numero di ossidazione del carbonio da

$+1 \rightarrow -1$ ($\Delta_{n.o.C} = -2$) con l'incremento del numero di ossidazione dei due idrogeni da $0 \rightarrow +1$, con conseguente variazione complessiva pari a ($\Delta_{n.o.H} = +1 \times 2 = +2$).

Tuttavia affinché la reazione possa avvenire è indispensabile la contemporanea presenza di un catalizzatore; molto usati sono metalli nobili come il platino o il palladio, finemente suddivisi e dispersi su un materiale di supporto. La reazione precedente andrebbe quindi meglio precisata:

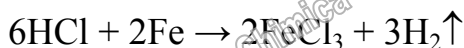


Devo dire che i chimici organici (e non solo) non amano molto l'idrogeno gassoso in laboratorio: è noto che si tratta di una sostanza facilmente infiammabile e per di più esplosiva, il fatto che sia gassoso fa sì che possa sfuggire con facilità dal sistema di reazione. Insomma, quando si può se ne fa volentieri a meno.

Naturalmente bisogna poter disporre di sostituti.

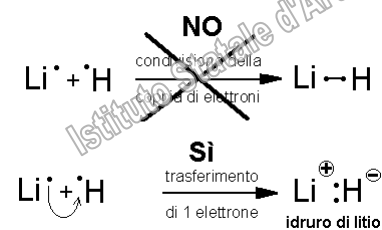
Concettualmente la cosa più semplice è pensare di usare **idrogeno nascente**, cioè idrogeno che viene prodotto ad hoc nel sistema di reazione e subito consumato dalla sostanza organica che deve essere ridotta.

A questo scopo può essere usata una miscela di limatura di ferro addizionata ad una soluzione acquosa di acido cloridrico al 30%, che genera idrogeno secondo la reazione:



Gli idruri come agenti riducenti

I chimici organici usano come mezzi riducenti anche alcuni **idruri metallici**. Essi sono composti ionici, formati dalla combinazione di un metallo con l'idrogeno. Il caso più semplice è costituito dall'**idruro di litio**.



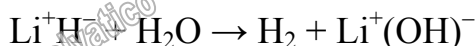
Ricordiamo che il litio, metallo alcalino, ha un elettrone nel guscio di valenza e così dicasi per l'idrogeno: tuttavia il litio non guadagnerebbe in stabilità nel formare un legame covalente, cioè compartecipando la coppia di elettroni con l'idrogeno.

Viceversa, se l'elettrone del litio viene definitivamente ceduto all'idrogeno, se cioè si instaura un legame ionico, le cose sono soddisfacenti per entrambi: il litio diventa Li^+ con il sottostante guscio 1 completo e l'idrogeno si trasforma nello ione idruro H^- ,

anche lui con due elettroni nel guscio 1.

Gli idruri più comuni sono gli idruri dei metalli alcalini e oltre all'idruro di litio, ora trattato, possiamo rammentare l'idruro di sodio (Na^+H^-) e l'idruro di potassio (K^+H^-).

Lo ione idruro è una base molto potente che reagisce immediatamente con i solventi protogeni, come l'acqua, generando immediatamente idrogeno:



Anche per questa estrema instabilità in chimica organica vengono preferiti agli idruri appena citati degli idruri misti, come il **boroidruro di sodio** NaBH_4 e l'**idruro di litio e alluminio** LiAlH_4 , anche perché quest'ultimi risultano più solubili nei solventi organici rispetto agli idruri semplici.