

I grassi in casa. Dagli oli da frittura al sapone di Marsiglia

PATRIZIA DALL'ANTONIA
Istituto Tecnico Industriale "A. Volta"
Trieste
patriziadallantonia@libero.it

NADIA GASPARINETTI
Scuola Media Statale "Divisione Julia" - Istituto Comprensivo "Divisione Julia"
Trieste
fulerene@libero.it

SUNTO

I grassi, che appartengono alla classe dei "lipidi", sono presenti in natura e costituiscono uno dei macronutrienti del corpo umano, si trovano dunque nei cibi in gran quantità. Essi costituiscono la maggior riserva energetica per gli esseri viventi, ma presentano altre caratteristiche, tanto che oltre ad essere presenti in cucina, si utilizzano anche in particolari tipi di industria (ad es. saponi). Le autrici, partendo dagli usi alimentari dei grassi, ne descrivono prima alcune caratteristiche e ne studiano successivamente il comportamento chimico che ne consente altri usi. Completano l'articolo alcune esperienze didattiche laboratoriali effettuate in classi di scuola secondaria di 1° e 2° grado.

PAROLE CHIAVE

CHIMICA / CHEMISTRY; SOSTANZE GRASSE / FATS; LIPIDI / LYPIDS; OLII / OILS; FRITTURA / FRIED FOOD; RISERVA ENERGETICA / STORE OF ENERGY; SAPONI / SOAPS; SAPONIFICAZIONE / SAPONIFICATION; LABORATORIO / LABORATORY; ESPERIENZE DIDATTICHE / TEACHING EXPERIENCES

1. PRESENTAZIONE

In questo articolo l'attenzione si focalizza sulle sostanze grasse: nella prima parte del lavoro la descrizione di alcune loro caratteristiche prende spunto dall'uso che se ne fa per scopi alimentari e in qualche attività culinaria. In seguito nello sviluppo dello studio del loro comportamento chimico, il discorso passa quasi automaticamente all'osservazione di certe reattività che ne consentono altri usi domestici.

All'interno del testo si trovano inserite proposte per attività didattiche¹ applicabili a diversi livelli di scuola: alcune di esse sono state sperimentate nei laboratori CIRD, altre provengono direttamente dalle esperienze in classe raccolte dalle autrici.

Il discorso “da chimici” diventa a volte più specifico e quindi più adatto ad una scuola secondaria di secondo grado, in ogni caso, comunque, il metodo grazie al quale ci si avvicina gradualmente alla parte essenziale dell'argomento può essere apprezzato anche da allievi molto giovani: è importante infatti che essi, più che capire subito il “che cos'è... come funziona...”, apprezzino innanzi tutto il “come si fa per...”. Impareranno così il gusto per l'indagine, proporranno vie nuove e nuove esplorazioni associando al gusto del “mescolare”, che è stato sempre la molla del piccolo chimico, quello del “capire come e perché” che è la caratteristica di chi fa buona scienza.

2. GRASSO, GRASSI, OLI, LIPIDI: IL SIGNIFICATO DEI TERMINI

Molti sono i termini che vengono utilizzati spesso erroneamente per indicare le molecole presenti nel nostro organismo. Cerchiamo di fare chiarezza, almeno per ciò che riguarda le sostanze grasse. Il termine *grasso*, usato come aggettivo, indica una sostanza insolubile in acqua, che lascia una traccia traslucida permanente sulla carta. Chimicamente si tratta di molecole con molti atomi di carbonio, legati tra loro e ad atomi di idrogeno, con legami apolari². Esse possono essere di varia struttura chimica. Il termine *grasso* invece, considerato come aggettivo sostantivato, indica una sostanza grassa che si trova allo stato solido a temperatura ambiente (burro, strutto, margarina), mentre *olio* è una sostanza grassa che è fluida a temperatura ambiente (tutti gli oli di semi, d'oliva, ecc.).

2.1 ATTIVITÀ IN CLASSE: RICERCA DEI GRASSI NEGLI ALIMENTI

È questa un'attività che permette di riconoscere abbastanza facilmente la presenza dei grassi negli alimenti, sia di origine vegetale che di origine animale. Essa si può

¹ Tali attività sono riconoscibili all'interno del testo per il titolo che sarà sempre preceduto da “ATTIVITÀ IN CLASSE”.

² Vedremo in seguito di chiarire la differenza fra un legame polare e uno apolare.

applicare fin dalla scuola primaria e viene spesso usata nella scuola secondaria di primo grado con diverso grado di complessità (maggior numero di campioni e di caratteristiche richieste). Il principio di analisi si basa proprio sulla caratteristica insolubilità in acqua delle sostanze grasse e sulla loro tendenza a sciogliersi in altri liquidi che, a loro volta, non sono solubili in acqua (benzine, cloroformio, alcoli superiori, ecc.)³.

Ecco come si può procedere: sbriciolare i prodotti alimentari di vario tipo (semi, biscotti, pane...) o tagliuzzare campioni di origine animale (carne, prosciutto...), aggiungere qualche goccia di benzina pura (si trova in drogheria come smacchiatore) a ciascun campione e amalgamare bene. Trasferire la parte liquida su una carta assorbente a piccole macchie, aspettare qualche minuto per far evaporare la benzina. Se vi è un certo quantitativo di grasso nell'alimento, esso si sarà sciolto nella benzina (liquido apolare) e rimarrà sulla carta assorbente formando un alone al posto della macchia. Il riferimento sarà la macchia di benzina pura che non lascerà nessun alone.

Si può anche semplicemente sfregare un pezzetto di alimento da analizzare su una carta assorbente, si noterà subito la presenza di grasso evidenziata dalla macchia traslucida.

È importante mettere in evidenza fin da subito nei piccoli allievi che le funzioni dei grassi nel cibo sono innanzitutto quelle di fornire energia al corpo e di solubilizzare un certo numero di vitamine.

3. I LIPIDI

Il termine *lipidi* indica sostanze grasse di origine biologica, animale e vegetale. Grazie alla loro struttura contenente molti atomi di carbonio e idrogeno sono anche molto energetiche. I lipidi hanno strutture chimiche diverse e si parla perciò di *gliceridi* (trigliceridi, fosfolipidi), *steroli*, ecc. I lipidi entrano nella composizione della membrana cellulare, solubilizzano alcune vitamine (A, D, E, K), veicolano ormoni.

³ ANDREOLI, CARASSO MOZZI, CONTALDI, DORONZO, FETTO, RIANI 1996, pp. 264-266.

Vediamo ora di esaminarne i più importanti sulla base della loro composizione e struttura chimica.

I lipidi più comuni sono i *trigliceridi*, essi hanno come base la molecola di glicerina (o glicerolo) legata formalmente a tre molecole di acido grasso.

Vediamo innanzi tutto nella figura 1 come sono fatte le molecole di base e poi cerchiamo di capire come si può arrivare alla struttura del trigliceride.

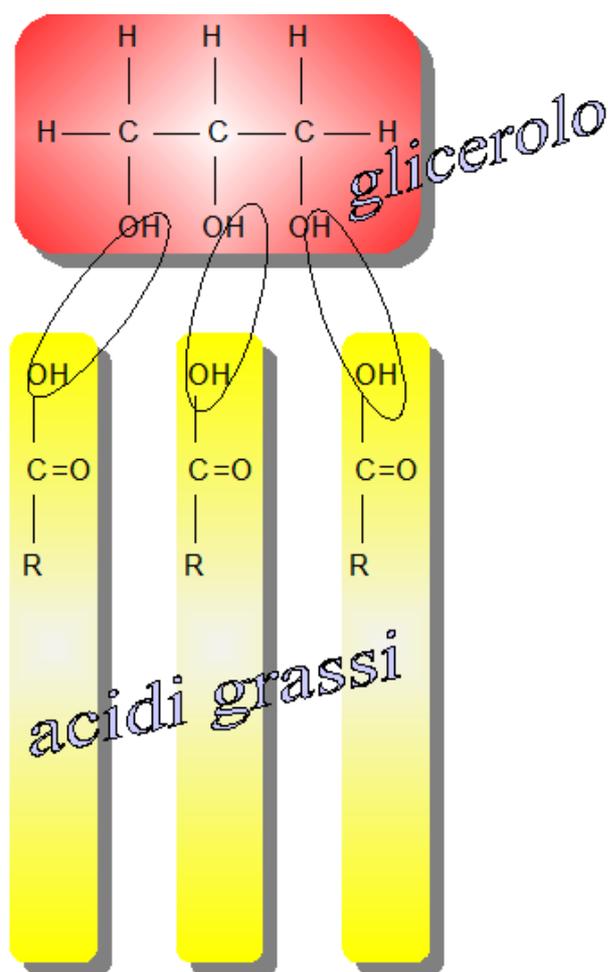


Figura 1. Nel modello qui sopra si nota la struttura della molecola di glicerina (sette rosso): tre atomi di carbonio sono legati insieme e ciascuno di essi porta un atomo ossigeno a sua volta legato a uno di idrogeno a formare i tre gruppi alcoolici -OH, le altre valenze del carbonio sono saturate da atomi di idrogeno. Le tre molecole di acido grasso (settori gialli) hanno qui esplicitata solo quella parte chiamata “testa” (gruppo carbossilico -COOH) La cosiddetta “coda” è semplicemente indicata con “R”.

La differenza tra i vari trigliceridi sta nelle molecole di acido grasso da cui provengono, esse infatti possono essere diverse. Nella figura 2 compaiono le strutture complete di due acidi più frequenti negli oli vegetali: l'acido stearico, a sinistra, e l'acido oleico, a destra.

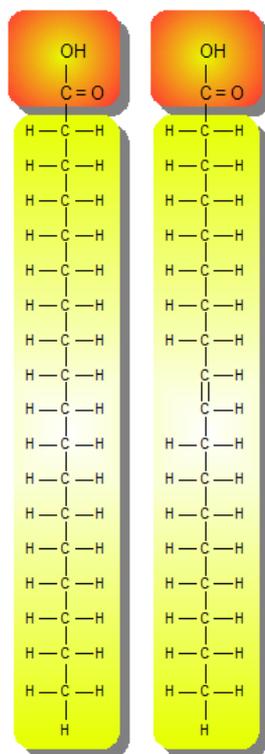


Figura 2. Si noti ciò che accomuna le strutture degli acidi organici: entrambi hanno una “testa”, il gruppo carbossilico o carbossile, -COOH (indicato nel settore arancio). Di per sé questo gruppo è solubile in acqua ed è quello che determina le caratteristiche acide nella molecola, esso infatti tende a reagire con l’acqua e con le basi forti o mediamente forti. La testa è legata ad una “coda” organica (settore giallo), più o meno lunga a seconda dell’acido, costituita da uno scheletro di atomi di carbonio legati tra loro e a un certo numero di atomi di idrogeno: la coda è insolubile in acqua.

Senza entrare troppo nel merito della chimica, si ricordi che legami C-C e C-H sono “apolari” (letteralmente “privi di poli” elettrici) ed essi interagiranno meglio con liquidi apolari, mentre i legami O-H sono “polari” in quanto su di essi si individua una parziale separazione di carica elettrica (negativa sull’ossigeno e positiva sull’idrogeno) ed essi interagiranno meglio con liquidi polari, come l’acqua.

3.1 ATTIVITÀ IN CLASSE: LETTURA E INTERPRETAZIONE DI TABELLE DI SOLUBILITÀ DEGLI ACIDI ORGANICI⁴

Non è facile stabilire un limite netto tra sostanze solubili e sostanze completamente insolubili in acqua. Ad esempio, prendendo in considerazione gli acidi grassi, la seguente tabella fornisce i valori di solubilità per alcuni di essi:

Nome acido	Formula ⁵	Solubilità (g/100g H ₂ O)
Formico	HCOOH	infinita
Acetico	CH ₃ COOH	infinita
Propionico	CH ₃ CH ₂ COOH	infinita
Butirrico	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH	infinita
Valerianico	CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH	3,7
Capronico	CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH	1,0
Caprilico	CH ₃ (CH ₂) ₅ COOH	0,7
Caprinico	CH ₃ (CH ₂) ₈ COOH	0,2
Laurico	CH ₃ (CH ₂) ₁₀ COOH	insolubile
Miristico	CH ₃ (CH ₂) ₁₂ COOH	insolubile
Palmitico	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ COOH	insolubile
Stearico	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ COOH	insolubile
Oleico	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH=CH(CH ₂) ₇ COOH	insolubile

Come mai un acido organico può essere solubile o insolubile in acqua? Ecco una bella domanda da fare a un ragazzo anche se non si è ancora avvicinato allo studio più specifico della chimica: se solo ricorda che la coda è insolubile, non dovrebbe esser-

⁴ MORRISON, BOYD 1970, p. 626.

⁵ Le formule degli acidi organici portano esplicitati i gruppi alle estremità delle catene: -COOH a destra, ed -H o -CH₃ a sinistra. I gruppi -CH₂ interni alla catena sono indicati con la scrittura -(CH₂)_n, dove n è il numero dei gruppi interni presenti nella specifica catena. La formula dell'acido oleico porta esplicitati i due gruppi -CH coinvolti nel doppio legame presente nella catena.

gli difficile dedurre l'interpretazione della tabella proposta, ovvero che più lunga è la coda più difficile sarà per la molecola interagire bene, cioè sciogliersi, in acqua; ecco dunque che gli acidi organici "piccoli", quelli la cui coda contiene solo qualche atomo di carbonio (per esempio, l'acido acetico, il propionico, in parte ancora il valerianico) sono solubili in acqua, mentre gli altri sono ormai "grassi", cioè insolubili in acqua: più lunga è la catena e più grassa è la molecola.

In figura 3 si può vedere come si arriva alla struttura dei trigliceridi: essi dunque hanno come base la molecola di glicerina (o glicerolo) nella quale i tre gruppi alcolici -OH si sono legati (esterificati) con i gruppi carbossilici (-COOH) degli acidi grassi.

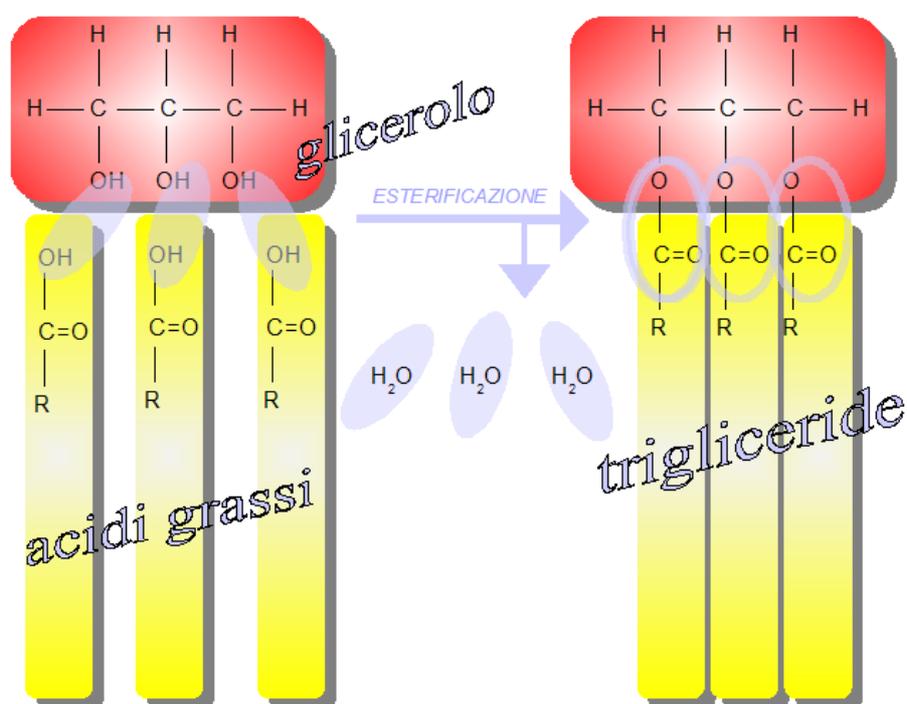


Figura 3. La figura aiuta a ricordare la struttura del trigliceride partendo dalle molecole di base. In natura possono anche comparire, ma meno di frequente, i digliceridi o i monogliceridi, rispettivamente con due catene o una catena esterificate alla glicerina.

3.2 ACIDI GRASSI SATURI E INSATURI

Si diceva che la differenza tra i vari trigliceridi sta nelle molecole di acido grasso, o meglio nella struttura della loro "coda" grassa. Soprattutto possono esservi acidi grassi

saturi (solo legami singoli tra gli atomi di carbonio, come nell'acido stearico) o insaturi (presenza di uno o più doppi legami come si vede nella molecola di acido oleico).

I saturi conferiscono consistenza solida alla sostanza, mentre i legami doppi ne determinano la fluidità. Ciò è dovuto al fatto che i legami singoli permettono alla molecola di ripiegarsi su se stessa, formando interazioni e legami-ponte tra gli atomi anche distanti tra loro, mentre i legami doppi la bloccano, impedendo di fatto le interazioni. I due modelli in figura 4 danno l'idea delle due diverse disposizioni per l'acido stearico e per l'acido oleico⁶.

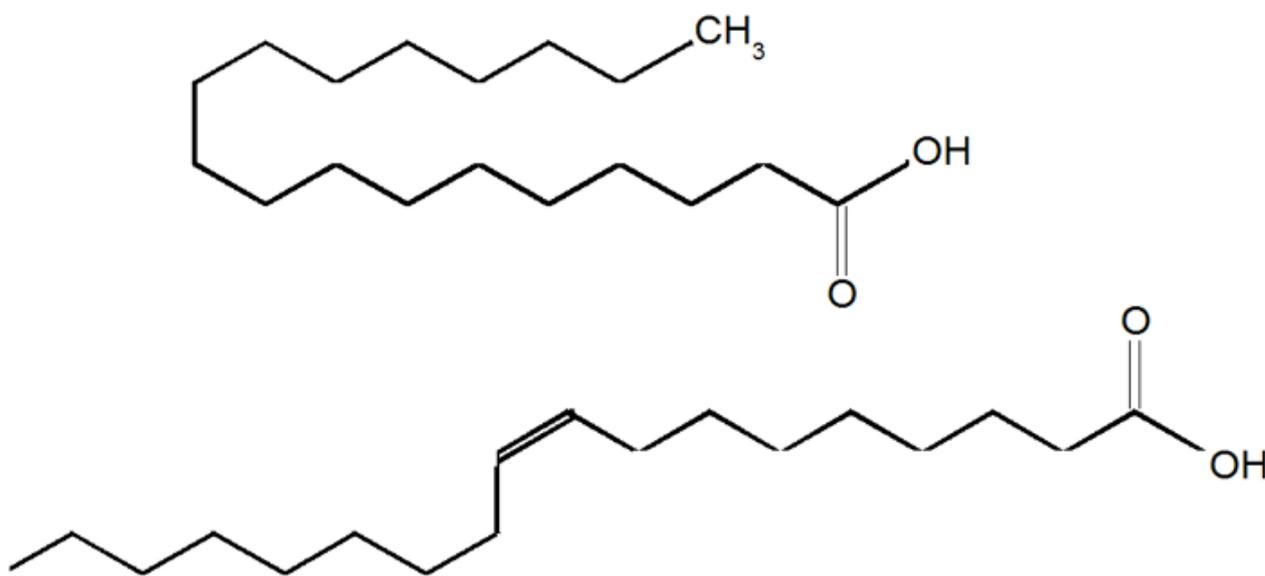


Figura 4.

Mediante un processo di idrogenazione si può passare da un trigliceride insaturo a uno saturo, con aumento del punto di fusione. Con questo metodo si preparano le margarine⁷.

⁶ In queste formule cosiddette *semplificate* sono evidenziati solo i legami, si vede quindi lo scheletro della molecola: su ogni angolo di legame o alle estremità libere della catena, si sottintende la presenza degli atomi di carbonio accompagnati da tanti idrogeni quanti sono ancora necessari per saturare le loro quattro valenze (NB: ogni legame singolo ne satura una, ogni legame doppio ne satura due).

⁷ SICHERI, BORSARELLI 1998, p. 366.

Negli ultimi anni, gli studi nel campo dell'alimentazione hanno evidenziato che esiste un'altra importante differenza: i composti insaturi sono utili all'organismo. Di notevole importanza l'olio d'oliva: esso contiene l'acido oleico che presenta un legame doppio: favorisce l'assorbimento del calcio, stimola le funzioni di pancreas e fegato (produzione di bile). Anche l'acido linoleico, che presenta due legami doppi e quello linolenico, con tre doppi legami, sono importanti, tanto che si definiscono *acidi grassi essenziali*. Sono contenuti negli oli di semi, in alcuni pesci, frutta secca. È importante quindi, anche per quanto detto in precedenza, non eliminare i lipidi dall'alimentazione, anche se si sta seguendo una dieta. Da notare che gli oli polinsaturi esplicano la loro azione positiva solo in presenza di un certo quantitativo di vitamina E (il giusto rapporto è nell'olio di oliva vergine ed extravergine)⁸.

Vediamo ora come leggere le sigle che identificano gli acidi grassi. Si sente spesso parlare di omega-3. Cosa significa? Prendiamo come esempio la molecola di acido linolenico:



Ci sono 18 atomi di carbonio e tre doppi legami. Nella sua struttura, i doppi legami saltano di due posti nella catena, ovvero si alternano sempre con due legami singoli. Sembra che negli acidi grassi essenziali le posizioni siano sempre tali, solamente in alcuni grassi vegetali i legami sono *coniugati*, cioè alternati a un solo legame singolo, quindi quando si legge:

C18:3, ω-3: il 18 sta ad indicare il numero totale di atomi di carbonio, il primo 3 il numero di doppi legami; *ω-3* indica la posizione del primo legame doppio (in questo caso sul terzo carbonio) iniziando a contare dalla parte opposta al gruppo acido, cioè dal gruppo metilico (CH₃-). Ci sono dunque tre legami doppi di cui il primo in 3^a posizione, tra il carbonio 3 e il 4. Se l'alternanza è quella consueta, è sottinteso che

⁸ NICOLETTI 2008, p. 140; SICHERI, BORSARELLI 1998, p. 101.

la posizione degli altri due doppi legami sarà 6 e 9, cioè tra il sesto e settimo atomo di carbonio e tra il nono e il decimo.

$C_{18:3, n-3}$: come sopra, quindi n e ω hanno lo stesso significato.

$C_{18:3, 9,12,15}$: qui invece viene indicata la posizione di tutti i doppi legami, iniziando però dal carbonio del gruppo acido⁹.

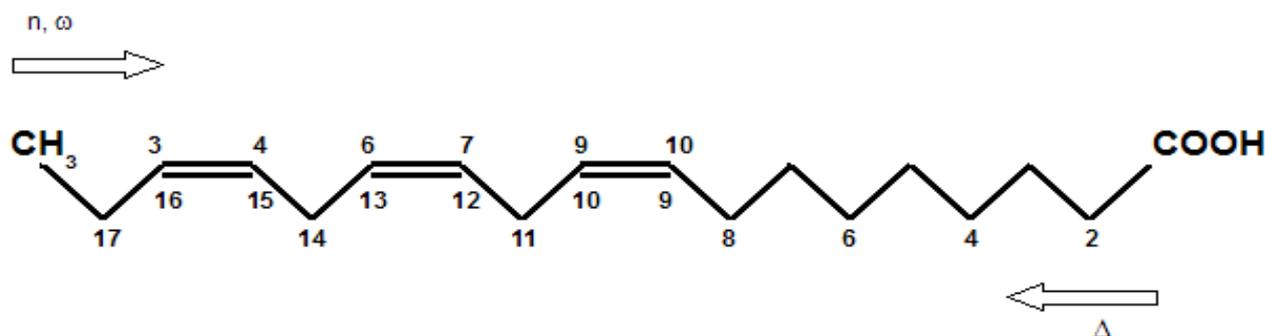


Figura 5.

3.3 ALTRE SOSTANZE GRASSE DI ORIGINE BIOLOGICA

Nei *fosfolipidi* la glicerina è legata a due molecole di acido grasso (in giallo) e a una molecola di acido fosforico (nella parte in blu di figura 6 si nota un atomo di P circondato da quattro atomi di ossigeno); spesso l'acido fosforico è esterificato con altre molecole. Nella figura 6 è legato alla molecola di colina; così si trova nella lecitina.

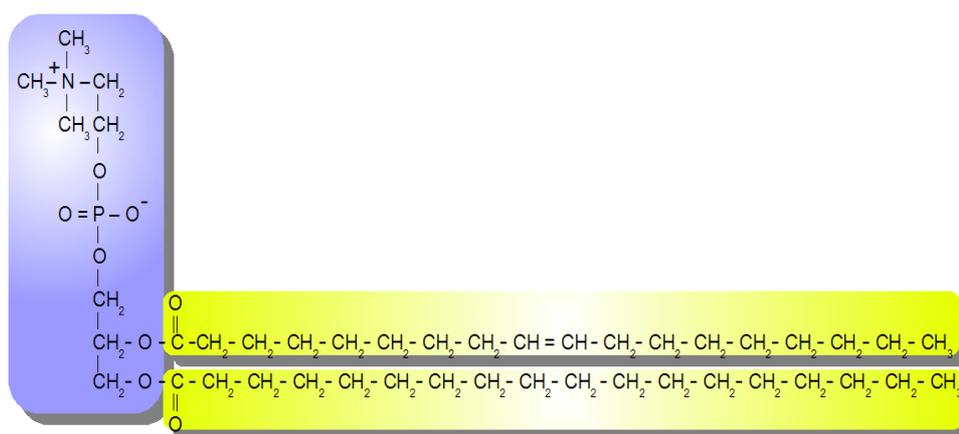


Figura 6.

⁹ SICHERI, BORSARELLI 1998, pp. 101, 102, 105.

Sono contenuti anche nella mielina, sostanza che forma una guaina intorno ai nervi del sistema nervoso centrale.

La struttura degli *steroidi* è invece del tutto diversa: non contengono la glicerina e gli atomi di carbonio si legano tra loro a formare degli anelli uniti, detti “condensati”. Ci sono tre anelli a sei atomi di carbonio e uno a cinque atomi. Si possono avere poi diversi sostituenti agli anelli e perciò esistono varie molecole: anche alcuni ormoni sono steroidi; la molecola più conosciuta è il colesterolo. Esso è d’origine animale. È presente nella membrana cellulare (vedi nella figura 7 la formula semplificata)¹⁰.

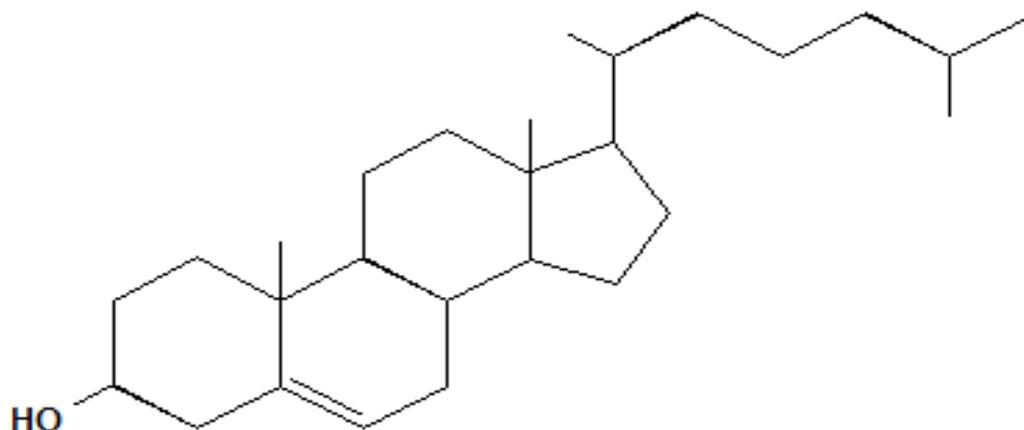


Figura 7.

4. OLI PER FRIGGERE E OLI PER CONDIRE

Per ciò che riguarda la frittura (ma come vedremo dopo, non solo a questo scopo) è di notevole importanza il *punto di fumo* di un olio¹¹. Esso è la temperatura alla quale l’olio si decompone, liberando sostanze nocive e fumi biancastri. Chimicamente si ha la decomposizione (idrolisi) della molecola in glicerina e acidi grassi liberi. La

¹⁰ MORRISON, BOYD 1970, p. 294.

¹¹ SICHERI, BORSARELLI 1998, p. 101.

glicerina forma *acroleina*, sostanza nociva e irritante, mentre gli acidi grassi polimerizzano, ovvero si uniscono tra loro a formare lunghe catene, causando difficoltà digestive. Più è alta la temperatura di fumo e più l'olio è adatto alla frittura. Infatti il cibo cuoce per il calore e l'olio rimane intatto.

Ogni tipo di olio ha il suo punto di fumo: esso dipende dalla natura degli acidi grassi, ma essenzialmente dalla quantità di essi che è libera, cioè non legata alla glicerina. Quindi un olio di bassa acidità, come l'olio d'oliva, è ideale per la frittura. Adatti allo scopo in generale i monoinsaturi, non vanno tanto bene i polinsaturi. Ci sono, inoltre, altri fattori che determinano il buon risultato di una frittura: l'uso di un olio per una sola volta, l'utilizzo di un tegame non troppo largo per limitare il contatto con la fonte di calore, l'assenza di altre sostanze, come l'acqua, che favorisce la decomposizione (giusta quindi l'usanza di asciugare i cibi prima di friggerli).

Prima di proseguire, è necessario fermarsi un istante a meditare su qual è il ruolo, dal punto di vista dell'apporto energetico, dell'olio alimentare quando lo si utilizza per condire e quando per friggere.

Nel primo caso l'olio viene ingerito dall'organismo e demolito nei suoi principi energetici di base: in tal caso esso costituisce una vera e propria fonte di energia.

Al contrario, la cottura in padella o frittura prevede il contatto del cibo con olio portato a una temperatura che, a seconda dei casi va da 160 °C a 180 °C. L'olio in tal caso non è una fonte energetica per l'organismo, o comunque questo non è il suo ruolo principale: esso è essenzialmente un mezzo in cui viene immerso il cibo da cuocere che, a contatto con la temperatura elevata, subisce le modificazioni tipiche della cottura.

Alla temperatura particolarmente elevata tipica dell'olio caldo, i cibi "perdono acqua" in superficie, quindi in una buona frittura, al subitaneo contatto del cibo appena immerso nell'olio caldo, si nota la fuoriuscita delle microscopiche bollicine di vapor acqueo. A questo proposito si ricordi che per provare la giusta temperatura per iniziare la frittura, si consiglia di introdurre nell'olio già caldo un pezzetto di

mollica di pane o l'estremità di un cucchiaino di legno: se si sprigionano le bollicine dovute all'umidità del pane o del legno, significa che la temperatura dell'olio è quella giusta. La superficie del cibo di conseguenza "si asciuga" formando la tipica crosticina che dovrebbe ricoprire nella sua interezza il pezzo fritto e lo dovrebbe preservare da ulteriori perdite di acqua provenienti dal suo interno. È per questo che un pezzo di cibo ben fritto dovrebbe mantenersi morbido ed intatto¹².

Quanto detto sopra, è, come al solito, il principio molto semplificato, in realtà sembra che gli acidi grassi presenti negli oli intervengano alla superficie in particolari reazioni. Reazioni che in genere si innescano ad alte temperature tra protidi e glucidi, ma che durante la frittura coinvolgono, in processi secondari, anche i lipidi.

4.1 OLI ALIMENTARI ESAUSTI

Per quanto la frittura sia innescata da un olio che dovrebbe in teoria fungere semplicemente da mezzo grazie al quale un cibo viene portato ad alta temperatura e quindi lo si potrebbe riutilizzare più volte a questo scopo, in pratica abbiamo visto che il solo contatto dell'olio col cibo da friggere innesca reazioni secondarie i cui prodotti si sciolgono parzialmente nell'olio e lo compromettono dal punto di vista alimentare: l'olio diventa irreversibilmente più viscoso e si arricchisce di sostanze spesso dannose all'organismo. Come dunque è consigliabile non riciclare l'olio di frittura per scopi alimentari, per le stesse ragioni non è corretto disperdere l'olio esausto nell'ambiente. Purtroppo il problema dello smaltimento dell'olio domestico esausto non è ancora risolto, almeno nelle nostre zone.

5. UN'ALTRA CARATTERISTICA DEGLI OLI ALIMENTARI: L'ACIDITÀ

Negli oli alimentari di origine vegetale gli acidi grassi si trovano prevalentemente sotto forma di trigliceridi (98-99%); per il resto essi si trovano sotto forma di molecole singole (FFA: *Free Fatty Acid*) e sono queste che conferiscono l'acidità all'olio.

¹² NICOLETTI 2008, p. 126.

Una certa acidità è una caratteristica di un olio ed essa dipende prevalentemente dall'origine dell'olio stesso (se di oliva, di semi, da che pianta, ecc.). L'acidità però è anche una conseguenza diretta del rilascio degli acidi grassi per l'idrolisi dei gliceridi. Il fenomeno è dovuto ad eventuali alterazioni che le olive o i semi e l'olio da essi ricavato subiscono durante la raccolta, il trasporto e il processo di trasformazione. Infatti gli acidi grassi liberi possono aumentare per la presenza nella drupa di un enzima chiamato *lipasi*. Esso si attiva soprattutto in seguito a lesioni cellulari (attacco di insetti, lesioni durante la raccolta e il trasporto, cattive condizioni agro-ambientali) subite dal frutto e a temperature comprese tra i 30 °C ed i 40 °C.

È per questo che si dice che l'acidità è il principale indicatore della qualità dell'olio. Più alto è il suo valore, più scadente è la qualità del prodotto.

È classificabile come *Olio Extravergine d'oliva* un olio con contenuto di acidità libera inferiore a 0,8% in acido oleico. La determinazione dell'acidità si effettua in laboratorio ed è un'analisi semplice che, ormai, quasi tutti i frantoi possono eseguire in autonomia.

5.1 ATTIVITÀ IN CLASSE: ANALISI DELL'ACIDITÀ DI UN OLIO ALIMENTARE¹³

Dal punto di vista della comprensione del metodo, l'attività potrebbe essere proposta anche al terzo anno della scuola secondaria di primo grado, se i ragazzi hanno idea del significato di acido e di base e del principio di funzionamento di un indicatore. L'attività però richiede l'uso dell'etere etilico, solvente organico molto volatile, è dunque necessario eseguire qualche passaggio sotto una cappa aspirante non sempre presente in un laboratorio non attrezzato.

In una scuola secondaria di primo grado si potrebbe provare con qualche altro solvente, quello per unghie (alcool isopropilico) per esempio, miscelato in rapporto 2:1 con alcool etilico assoluto (che si trova in commercio come prodotto alimentare per dolci) sembra abbastanza adatto: non scioglie gli oli ma li emulsiona estraendo in maniera abbastanza efficace i grassi liberi. Nella scuola secondaria di primo grado

¹³ SACCO, POLATI 1989, p. 230; VILLAVECCHIA 1925, III, pp. 115, 174; TATEO 1978, I, pp. 110, 111, 174.

comunque sarebbe consigliabile attenersi a un'indagine semiquantitativa, sostituendo alla buretta (vedi dopo) un contagocce, e facendo contare il numero di gocce impiegato per la titolazione di ciascun campione d'olio. Piuttosto che sull'esattezza della determinazione, si potrebbe infatti lavorare sulla varietà degli oli, provando non solo sull'olio di oliva, ma anche su oli di semi di varia provenienza, risulterebbe così evidente la differenza di acidità nei vari tipi di olio.

In una scuola secondaria di secondo grado invece, con ragazzi che hanno già padronanza del concetto di mole, una volta eseguita l'analisi secondo il protocollo sotto descritto, come attività aggiuntiva si potrebbe chiedere di spiegare come si può risalire alla formule risolutive, tenendo conto delle unità di misura dei dati sperimentali e del risultato richiesto. Il calcolo dimensionale infatti è un ottimo esercizio che aiuta l'allievo a rafforzare i concetti teorici che stanno alla base della misura di qualsiasi grandezza fisica.

Materiali:

- Olio extravergine d'oliva o altro tipo di olio
- Idrossido di potassio (KOH) sol. 0.10 M
- Etere etilico
- Alcool etilico assoluto
- Fenolftaleina sol. 0.1 %

Strumenti:

- buretta da 50 ml ($\pm 0,1$ ml) o contagocce
- 2 beute da 250 ml
- bilancia tecnica ($\pm 0,01$ g) o bilancia (± 1 ml)
- cilindro graduato da 100 ml (± 1 ml)

Esecuzione:

In una beuta pesare 10 grammi di olio. Sotto cappa, in un cilindro graduato preparare una miscela 1:3 di alcool etilico ed etere etilico e travasarla nella seconda beuta. Riempire la buretta con la soluzione di idrossido di potassio 0,1 M. Ag-

giungere alla miscela alcool/etere 1-2 ml di fenolftaleina, poiché la miscela risulta debolmente acida è necessaria neutralizzarla con alcune gocce di soluzione di KOH, fino a evidente colorazione violetta. Azzerare di nuovo la buretta. Travasare la miscela alcool/etere nella beuta contenente l'olio d'oliva, agitare il tutto: per la presenza degli acidi grassi liberi nell'olio, il sistema dovrebbe ritornare incolore. Titolare con la soluzione di KOH fino a viraggio al violetto. Annotare il volume impiegato di soluzione titolante.

Raccolta dati:

(Esempio per un volume di soluzione titolante pari a 2,0 ml)

V = volume di soluzione titolante = 2,0 ml

M = molarità di soluzione titolante = 0,10 mol/L (o mmol/ml)

P = massa dell'olio in esame = 10,00 g

MM = massa molare di KOH = 56,1 g/mol (o mg/mmol)

Elaborazione dati:

L'acidità di un olio viene data o in *numero di acidità* o in percentuale in *acido oleico*.

Il "*numero di acidità*" indica la quantità in mg di KOH necessari per titolare 1 g di olio in esame, esso viene calcolato grazie alla formula:

$$\text{numero di acidità} = \frac{V \times M \times 56,1}{P}$$

Vediamo di interpretare la formula: ricordando che KOH reagisce con l'acido libero presente nell'olio in rapporto molare 1:1, le millimoli di acido libero presenti nel campione sono tante quante quelle di KOH usate per titolarlo e quindi si possono calcolare moltiplicando la molarità M della soluzione di KOH per il volume V (in ml) di soluzione effettivamente impiegata. Moltiplicando tale prodotto per la massa molare di KOH, si ottiene la quantità in mg di KOH che sono stati necessari per titolare l'olio in esame. Dividendo infine per la massa in grammi del campione, si ottie-

ne la quantità in mg di KOH necessari per titolare 1 g olio in esame, cioè il *numero di acidità* dell'olio.

Applichiamo la formula al nostro caso, facendo anche il calcolo delle unità di misura:

$$\text{numero di acidità} = \frac{2,0 \text{ ml} \times 0,10 \text{ mmol/ml} \times 56,1 \text{ mg/mmol}}{10,00 \text{ g}} = 1,1 \text{ mg/g}$$

La “percentuale in acido oleico” (%_m acido oleico) indica la percentuale in massa di acido libero nell'olio, ipotizzando che tutte le molecole siano di acido oleico.

Se assumiamo dunque che tutto l'acido libero del campione sia acido oleico, la massa di acido oleico in mg verrà data moltiplicando la sua massa molare (282 mg/mmol) per il numero di millimoli di acido libero presenti nel campione, così come calcolate in precedenza. La percentuale verrà calcolata portando a 100 il rapporto tra la massa di acido libero e la massa di campione (attenzione alle unità di misura: o tutto in g o tutto in mg, è in gioco un fattore 1000!). Lavorando in mg, la formula sarà:

$$\text{percentuale acido oleico} = \frac{V \times M \times 282}{P \times 1000} \times 100 = \frac{V \times M \times 28,2}{P}$$

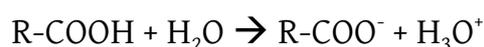
e sostituendo con i soliti valori:

$$\text{percentuale acido oleico} = \frac{2,0 \text{ ml} \times 0,1 \text{ mmol/ml} \times 282 \text{ mg/mmol}}{10 \times 1000 \text{ mg}} \times 100 = 0,56$$

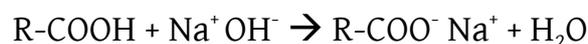
5.2 ATTIVITÀ IN CLASSE: I SALI DEGLI ACIDI CARBOSSILICI

Un'attività interessante sulla reattività degli acidi carbossilici si può effettuare con una certa facilità in una classe di scuola secondaria di secondo grado che abbia alle spalle almeno un anno di chimica, in tal caso gli studenti dovrebbero essere in gra-

do di apprezzare il fatto che un “acido” è una sostanza in grado di cedere protoni¹⁴, che una “base” è una sostanza in grado di accettare protoni, che il prodotto di tale trasferimento è ciò che viene chiamato genericamente “sale” e che i sali in genere sono solidi bianchi, cristallini, fragili, solubili in acqua. Gli acidi carbossilici non fanno eccezione, è noto infatti che il gruppo carbossilico è in grado di cedere protoni a un bel po' di sostanze: all'acqua, per esempio, secondo la reazione:



e naturalmente alle tipiche basi, idrossido di sodio o di potassio:



Si può quindi prevedere tutta una serie di sali provenienti dalla reazione di uno di questi acidi con una base. Si può provare con l'acido acetico: esso è solubile in acqua in tutte le proporzioni e, in effetti, quando si fa neutralizzare una certa quantità di soluzione di acido acetico con una equivalente di idrossido di sodio si ottiene una soluzione di acetato di sodio (lo si può notare sotto forma di cristalli trasparenti se si allontana tutta l'acqua dalla soluzione), come dunque è solubile in acqua l'acido acetico, così è solubile anche il suo sale, l'acetato di sodio. Tutto bene dunque: il comportamento di questo sale “organico” è analogo a quello dei sali “inorganici”.

Ma che cosa si può immaginare per un acido grasso, quello a catena organica così lunga da non essere più solubile in acqua? Come sarà il suo sale? In un laboratorio, un po' attrezzato è facile trovare dell'acido palmitico od oleico, sono liquidi trasparenti, viscosi, chiaramente insolubili in acqua.

Proviamo in un tubicino da saggio a prenderne una piccola quantità e aggiungere qualche goccia di soluzione di idrossido: i ragazzi noteranno un precipitato caseoso, bianchiccio, che se agitato forma schiuma con la poca acqua della soluzione di

¹⁴ Qui “protone” è il termine generico per indicare lo ione H⁺.

idrossido. Di che cosa si tratta? “Sembra sapone” - azzarda qualcuno... In effetti se andiamo in letteratura¹⁵ a vedere che cos'è un sapone si legge che esso “è di solito una miscela di sali sodici di acidi alifatici¹⁶ a catena lunga”. Abbiamo dunque creato una sorta di “sapone” in laboratorio per reazione acido base. *Attenzione però a non confondere questa reazione con quella che in genere viene chiamata “saponificazione”.*

6. SAPONI E SAPONIFICAZIONE

Sulla saponificazione si basa la fabbricazione del sapone che è uno dei processi chimici di sintesi più antichi. Prendiamo un vecchio testo di chimica organica e leggiamo¹⁷:

Quando i Teutoni dei tempi di Cesare bollivano il grasso di capra con la potassa ottenuta dalle ceneri dei fuochi di legna, effettuavano la stessa reazione chimica che ora i moderni fabbricanti di sapone applicano su grandissima scala: l'idrolisi dei gliceridi, i cui prodotti sono i sali degli acidi carbossilici e la glicerina [...].

La lettura dei manuali affascina di solito i ragazzi e li aiuta a collegare quanto osservano a quanto leggono. La funzione dell'insegnante in questo caso è far loro cogliere nel testo quanto può essere utile per lo sviluppo della loro conoscenza.

Quali sono le parole chiave nel piccolo testo appena letto? Possiamo chiedercelo anche noi, se abbiamo avuto la pazienza di leggere questo articolo fino a questo punto: quali termini abbiamo già incontrato? Quali ricordano “qualcosa di chimico”? La risposta è facile: *grasso, potassa, idrolisi, gliceridi, sali degli acidi carbossilici, glicerina* sono i termini scelti. Bene, meditiamo ora sull'essenza dei termini e cerchiamo di capirne le funzioni: il *grasso* è di capra, un grasso di origine animale che dunque contiene lipidi, o meglio trigliceridi e si sa che essi provengono, almeno formalmente, da glicerina e acidi grassi. La *potassa* cos'è? Dal dizionario si legge che essa è il nome comune dell'idrossido di potassio. Dal testo si legge che essa proviene dalle ceneri di legna: possibile? Si può provare in laboratorio? Se la cenere contiene

¹⁵ MORRISON, BOYD 1970, p. 738.

¹⁶ Cioè grassi e non aromatici (i composti organici aromatici sono quelli che contengono anelli benzenici, non citati in questo lavoro).

¹⁷ MORRISON, BOYD 1970, p. 738.

idrossido di potassio, dovrebbe avere una reattività basica e si potrebbe individuare il potassio da un'analisi alla fiamma.

6.1 ATTIVITÀ IN CLASSE: ESPERIENZE PRELIMINARI SUI SAPONI

Si intende indagare sulla natura dei componenti principali della cenere (soda caustica? Potassa caustica? Altro?) e sul grado di basicità che la soluzione proveniente dalla cenere dopo filtrazione raggiunge.

- Analisi alla fiamma

Si effettua su cenere da pipa, su cenere da legna di caminetto, raccolta in circa un mese. La cenere, d'aspetto eterogeneo, viene polverizzata e amalgamata in mortaio. Si esegue un'analisi alla fiamma che porta a rilevare la presenza di sodio (tipica fiamma gialla), potassio (già visibile come colorazione iniziale senza vetrino, ma poi molto visibile all'inizio con vetrino al cobalto), stronzio o calcio (visibile qualche sprazzo rosso senza vetrino).

L'osservazione non sempre sicura del potassio può essere confermata con analisi di bianchi di sali di solo potassio e di miscele di potassio e sodio.

- Determinazione del pH.

Due spatole piccole di cenere in circa 50 mL di acqua distillata, poste a bollire per circa 30'. Filtrato e la fase liquida suddivisa in quattro provette in ognuna delle quali viene diluita 1:1 con acqua distillata:

- con metilarancio: giallo;
- con fenolftaleina: fucsia;
- con tornasole: violetto (non convincente: effetto interferenza causa il colore della soluzione?);
- con indicatore universale saggio alla tocca: verde per pH circa 9.

Tutti i saggi risultano positivi ad un pH basico.

Abbiamo dunque scoperto che la cenere ha una reattività basica, anzi, fortemente basica se trattata in maniera opportuna. Possiamo chiedere ai nostri ragazzi se qualcuno sa che cos'è la lisciva o se possono chiedere a qualche nonna (meglio

bisnonna se possibile) se ha mai fatto il bucato con la liscivia: si scoprirebbe così che la liscivia non è altro che una soluzione di cenere in acqua bollente che, se lasciata a contatto con gli scarti grassi di animale, si trasforma un po' alla volta in sapone (si scoprirebbe inoltre che le bisnonne lavoravano un po' come i Teutoni ai tempi di Cesare).

Ma riprendiamo le fila del discorso, o meglio del testo: siamo arrivati a capire che qualcosa succede se mescoliamo una soluzione molto calda di una base forte con dei trigliceridi, anzi il vecchio manuale ci dice anche che quello che si ottiene è sapone e glicerina. Che cosa resta da fare? Provare in laboratorio, naturalmente!

6.2 ATTIVITÀ IN CLASSE: PRODUZIONE DI UN SAPONE¹⁸

Si sciolgono 20 g di NaOH in 100 ml di acqua distillata (ne risulta una soluzione 5N) e si aggiunge la soluzione ottenuta a 100 g di olio di oliva. Si mette a scaldare a fuoco bassissimo per almeno un'ora e fino a che si nota la formazione di un solido che galleggia (a volte, continuando a scaldare, può solidificare praticamente tutto). Dopo un po' si mette tutto in una soluzione di 0,5 l di acqua e cloruro di sodio. Il sale ha la funzione di aumentare la precipitazione del sapone e questo trattamento è facoltativo.¹⁹ A piacere, si aggiungono a questo punto anche coloranti e aromi. Mescolare, filtrare, eliminare il liquido che è caustico perché contiene idrossido di sodio non reagito. Mettere il solido in uno stampo e lasciar essiccare e riposare per alcuni giorni. Questa è una delle tante ricette che si possono trovare in letteratura e che sono state provate dai ragazzi: principalmente essi hanno applicato una procedura a caldo e una a freddo, alcuni hanno trattato il sapone appena ottenuto con sale, altri hanno lasciato “maturare” il sapone per mesi, come era stato consigliato da alcuni produttori di sapone artigianale. Così il sapone trattiene anche la glicerina. In ogni caso la massa ottenuta è stata abbondante ed efficace nel suo potere detergente.

¹⁸ POLATI, SACCO 2002, p. 537; WIKIPEDIA 2011.

¹⁹ PIGORINI, STOCCHI, p. 243.

Una volta provata la “veridicità dei testi” bisogna infine arrivare alla consapevolezza di che cos'è una reazione di saponificazione: il vecchio testo ci aiuta ancora: “l'idrolisi dei gliceridi, i cui prodotti sono i sali degli acidi carbossilici e la glicerina...” esso dice. Qualche taglia/incolla delle figure sopra usate potrebbe permetterci di risalire alla lettera a quanto scritto:

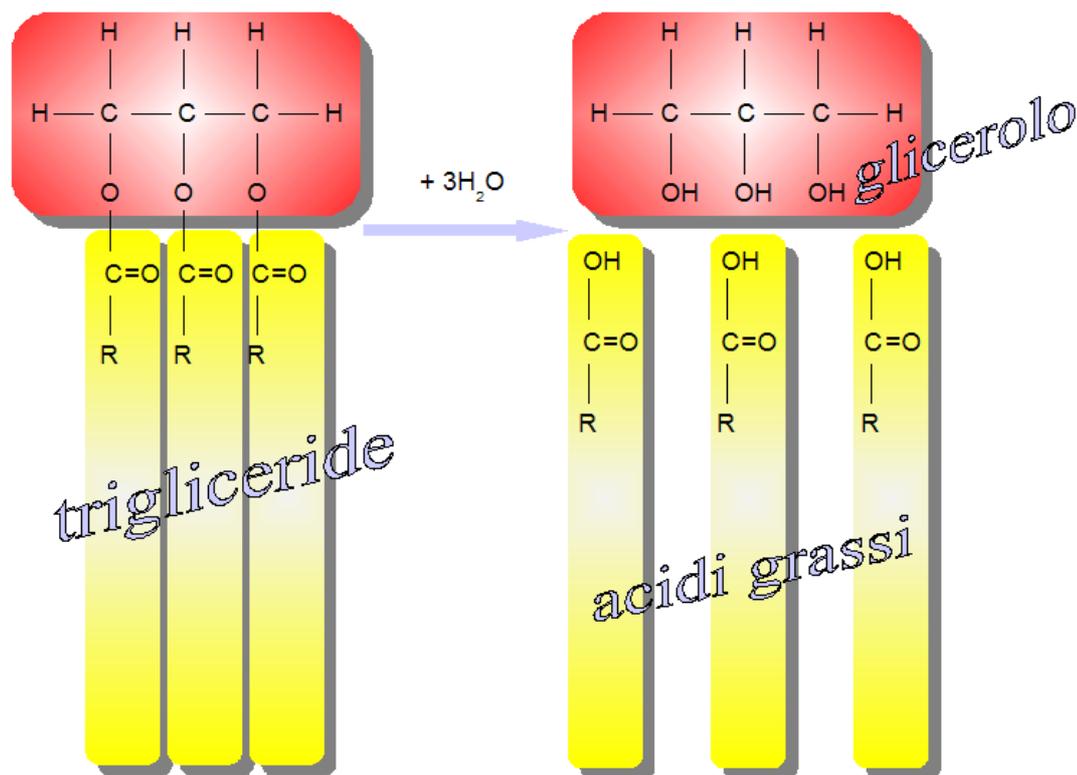


Figura 8.

Che cosa ci ricorda la figura 8? È un'esterificazione all'inverso, è quella che appunto viene chiamata idrolisi. Soddisfatti? Assolutamente no: intanto in questo modello non si ottengono saponi ma solo acidi grassi liberi e poi non si prevede la presenza della base forte. In effetti, se si prova a mettere un grasso in sola acqua calda bollente non si forma certo sapone, in realtà ci vuole la presenza di base forte per catalizzare (aiutare, innescare) la reazione. Di conseguenza si ottengono non gli acidi grassi ma i loro sali, come evidenziato in figura 9.

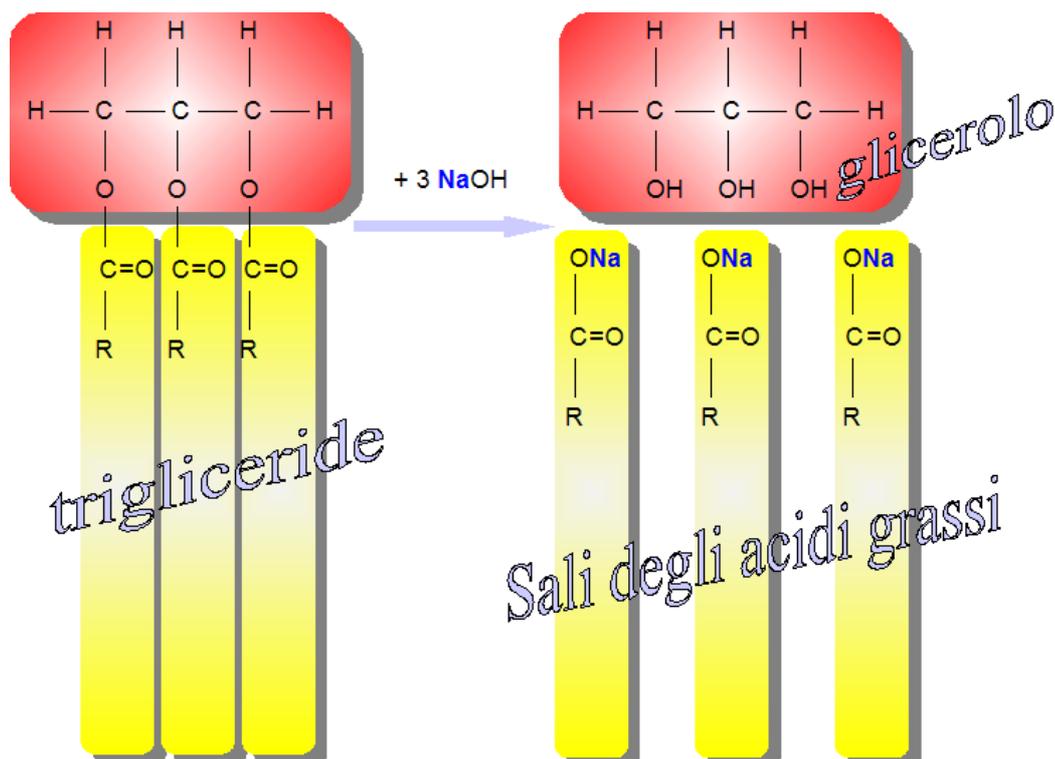


Figura 9.

7. UN' ESPERIENZA DIDATTICA DAI RISVOLTI INTERESSANTI

«Il lavoro che segue è stato fatto con una classe prima di una scuola secondaria di primo grado; i risultati sono stati interessanti, specie per le idee e le proposte venute dai ragazzi. Gli alunni avevano seguito una lezione sulle piante medicinali e le erbe aromatiche tenuta dal prof. Della Loggia, Preside della Facoltà di Farmacia all'Università di Trieste. Avevano poi sentito la necessità di mettere in pratica quanto appreso. Oltre alla distillazione dei fiori di camomilla e all'uso del mortaio per la preparazione di "pesti" di erbe, hanno avuto l'idea di preparare delle saponette alle erbe. La "ricetta" è molto semplice (per motivi di sicurezza ho evitato di preparare in classe i saponi con soda caustica e olio):

- - glicerina in blocchi per saponette, comprata in una drogheria specializzata;
- - coloranti per alimenti;
- - essenze profumate (o erbe pestate nel mortaio, come fatto dai ragazzi).

Si tratta di fondere a bagnomaria su fuoco dolce la glicerina: già a circa 40 °C si nota il passaggio allo stato liquido. Aggiungere il colore e l'aroma preferito (o le erbe), mescolando sempre; mettere il liquido negli stampi e attendere la solidificazione, che avviene in breve tempo a temperatura ambiente. Si formano così saponette trasparenti, di vario colore e profumate. È bene spiegare che si tratta non di una reazione chimica, bensì di un fenomeno fisico, un semplice passaggio di stato reversibile.

Gli alunni si sono talmente appassionati al lavoro che hanno poi fatto saponette di tutti i tipi a casa, coinvolgendo anche fratelli e genitori; un alunno è tornato un giorno a scuola annunciando una "scoperta": come essenza profumata, aveva aggiunto alla glicerina buccia e succo di limone, ottenendo saponette un po' molli e intorbidite.

Subito abbiamo rifatto la prova in classe, prima con glicerina e succo di limone, poi con aceto, per provare se era l'acidità a determinare il fenomeno. In effetti l'aggiunta di acido fa precipitare immediatamente un composto lattiginoso e impedisce parzialmente la solidificazione. L'anno scolastico era alla fine e non riuscimmo ad approfondire ulteriormente l'argomento. Ora, durante la stesura dell'articolo, abbiamo riaffrontato il problema.

Era da tempo che ci chiedevamo come mai ci fosse in vendita glicerina solida, in blocchi, visto che il composto è liquido a temperatura ambiente. La prima ipotesi è stata quella della presenza di un gelificante; nel nostro articolo "La chimica in cucina" viene affrontato il problema del comportamento della gelatina con gli acidi e quindi l'idea poteva essere la soluzione al problema²⁰. Però provando ad aggiungere limone (o aceto) alla gelatina sciolta in acqua non si nota la comparsa di precipitato; quindi c'è qualche altra sostanza che viene aggiunta alla glicerina. Nelle prove successive ci siamo accorte che la glicerina in blocchi lavava perfettamente le mani sporche d'olio con formazione di una leggera schiuma. Da qui l'ipotesi che la glicerina in blocchi contenesse una certa percentuale di sapone. Se l'ipotesi era giusta, bisognava però verificare che l'aggiunta di un acido a un sapone opportunamente

²⁰ DALL'ANTONIA, GASPARINETTI 2011, pp. 9-10.

disciolto producesse un precipitato “morbido” e opaco. In effetti, sciogliendo scaglie di sapone di Marsiglia in acqua tiepida e aggiungendo a caldo dell’aceto, si nota l’immediata formazione dello stesso precipitato.

Si possono fare alcune supposizioni sulla natura chimica del precipitato: per esempio, dal momento che i massimi componenti del sapone sono sali sodici di acidi grassi, si potrebbe ipotizzare che vi sia uno scambio di ioni H^+ con lo ione sodio Na^+ e quindi la formazione degli acidi grassi liberi che formerebbero il precipitato. Tale ipotesi è confermata in letteratura²¹ a proposito della preparazione dell’acido stearico per candele. D’altra parte il droghiere, interpellato sull’argomento, ha confermato il fatto che un tempo, per la preparazione delle saponette, in effetti si vendeva la glicerina pura, liquida e, a parte, un certo quantitativo di scaglie di sapone di Marsiglia...».

Il *report* di Nadia Gasparinetti finisce qui, ma i puntini messi alla fine lasciano ben sperare che la ricerca sua, nostra, dei nostri allievi, continui nei prossimi anni.

Ci lasciamo al momento con questa esperienza aperta perché ci sembra che possa riassumere al meglio quanto si voleva spiegare all’inizio: il docente mostra *come si fa per* lavorare su un certo problema, lo studente impara le tecniche e nel contempo *costruisce con la guida del docente i suoi nuovi saperi*. Egli acquista così una certa competenza in quell’ambito di conoscenze, tanto da rendersi *indipendente nel provare da solo e proporre lui stesso* alla classe e al docente altri problemi su cui proseguire l’indagine. È così che continua a svilupparsi la spirale di conoscenze che lo porterà a diventare completamente autonomo nel *capire il come e il perché*, che è caratteristica di chi fa buona scienza.

BIBLIOGRAFIA

ANDREOLI R., CARASSO MOZZI F., CONTALDI L., DORONZO S., FETTO P., RIANI P. (a cura di)
1996, *La chimica alle elementari*, Firenze, Giunti Lisciani.

DALL’ANTONIA P., GASPARINETTI N.
2011, *La chimica in cucina, emulsioni, sospensioni, gel*, “QuaderniCIRD”, n. 2, Trieste, EUT.

²¹ MAMMINO 1998, p. 84.

MAMMINO L.

1998, *Chimica in pratica*, Messina-Firenze, D'Anna.

MORRISON R. T., BOYD R. N.

1970, *Chimica organica*, Milano, Ambrosiana.

NICOLETTI R.

2009, *Cucina, chimica, salute*, Roma, Aracne.

PIGORINI R., STOCCHI E.

1970, *Nuovissima merceologia*, Bergamo, Istituto italiano edizioni Atlas.

POLATI I., SACCO G.

2002, *Chimica, principi, esercizi, esperimenti*, Milano, Juvenilia.

SACCO G., POLATI I.

1989, *Merceologia*, Bergamo, Edizioni Scolastiche Walk Over.

SICHERI G., BORSARELLI S. M.

1998, *Principi di alimentazione*, Milano, Hoepli.

TATEO F.

1978, *Analisi dei prodotti alimentari*, I, Pinerolo, Chiriotti Editori.

VILLAVECCHIA G. V.

1925, *Merceologia*, III, Milano, Hoepli.

PER APPROFONDIRE:

BROWN, W. H.

2005, *Introduzione alla chimica organica*, Napoli, EdiSES.

MASTERTON, W. L., HURLEY, C. N.

2003, *Chimica. Principi e reazioni*, Padova, Piccin.

SITOGRAFIA

WIKIPEDIA

2011, *Acido stearico*, Wikipedia l'enciclopedia libera, <http://it.wikipedia.org/wiki/Acido_stearico>; sito consultato il 12 agosto 2011.

WIKIPEDIA

2011, *Acido oleico*, Wikipedia l'enciclopedia libera, <http://it.wikipedia.org/wiki/Acido_oleico>; sito consultato il 12 agosto 2011.

WIKIPEDIA

2011, *Sapone*, Wikipedia l'enciclopedia libera, <<http://it.wikipedia.org/wiki/Sapone>>; sito consultato il 21 agosto 2011.