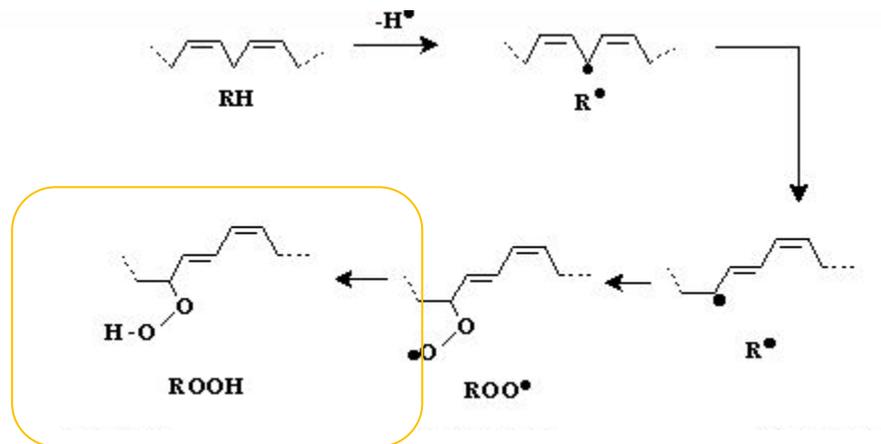


Ce protocole est une note explicative du dosage de l'indice de peroxyde.

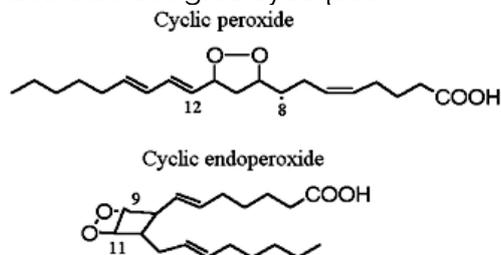
### Contexte :

Cette analyse permet de doser à un temps  $t$ , les hydroperoxydes d'acides gras qui sont les premiers composés qui se forment si une huile s'oxyde. Nous observons un état de l'oxydation à un temps  $t$  avec une mesure à la fois sensible et significative. On dose simultanément et globalement tous les hydroperoxydes de forme R-OOH quelle que soit la nature de l'acide gras en particulier sa longueur de chaîne et son insaturation et quelle que soit la forme de cet acide gras (libre, glycéridique).

### Description :



On ne dose pas les peroxydes d'acides gras cycliques :



### Principe :

C'est un dosage titrimétrique : le réactif titré sont les peroxydes d'acides gras et le réactif titrant est le thiosulfate de sodium.

C'est un dosage colorimétrique du type oxydoréduction (transfert d'électrons d'un réducteur vers un oxydant).

C'est un dosage en 2 étapes :

1<sup>o</sup>) Oxydation de l'iodure de potassium en iode par les hydroperoxydes

2<sup>o</sup>) Titration de l'iode libéré par le thiosulfate de sodium.

### Détail :

On prépare une solution saturée d'iodure de potassium KI. En solution aqueuse, on a la forme ionisée K<sup>+</sup>I<sup>-</sup>.

L'iso-octane et l'acide acétique permettent de solubiliser l'huile et mettre en contact le KI, l'huile, puis l'indicateur coloré (empois d'amidon) → milieu réactionnel homogène – Il faut agiter pendant tout le dosage pour que le mélange reste homogène.

Les acides gras non oxydés ne réagissent pas avec le KI.

Les acides gras peroxydés oxydent le KI et forment de l'iode (diiode), proportionnellement à leur concentration.

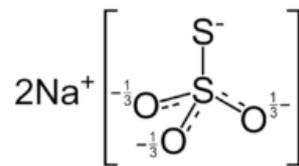
Le KI est un réducteur → il donne des électrons

L'hydroperoxyde est un oxydant → il prend des électrons

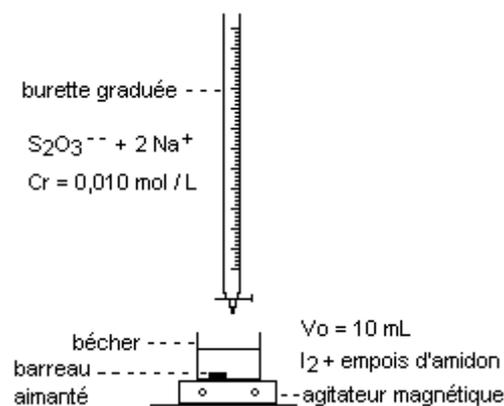


1 mole d'hydroperoxyde conduit à la libération d'1 mole d'iode.

Il se forme une coloration brune liée à la libération d'iode. Le KOH est neutralisé par l'acide acétique. Plus le mélange est coloré, plus c'est oxydé. Pour arrêter la réaction, on ajoute une grande quantité d'eau. Ensuite on titre l'iode libéré (oxydant) avec du thiosulfate de sodium (réducteur) dont la formule brute est :  $Na_2S_2O_3 \cdot 2 Na^+ + S_2O_3^{2-}$



On ajoute progressivement la solution de thiosulfate de sodium incolore à la solution brune de diiode présente dans le bécher. La couleur de la solution passe progressivement du brun au jaune pâle. On ajoute alors quelques gouttes d'une solution d'empois d'amidon qui forme avec l'iode une espèce chimique de couleur bleue. L'empois d'amidon joue le rôle d'un indicateur coloré. Avant l'équivalence le diiode en excès forme avec l'empois d'amidon une espèce chimique de couleur bleue. A l'équivalence (dit virage) toutes les molécules de diiode sont consommées, l'empois d'amidon ne peut plus se fixer à ces molécules  $I_2$  et le mélange devient incolore. C'est donc la disparition de la couleur bleue qui indique que l'on a atteint l'équivalence.



On termine l'addition progressive de la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à disparition complète de la couleur bleue. La réaction de dosage (en milieu aqueux) est la suivante :



Le thiosulfate est un réducteur → il donne 2 électrons

L'iode est un oxydant → il prend 2 électrons