

EXTRAIT DES PAGES 63 A 64

PLANCHE PHYSIQUE-CHIMIE N°3 :

LES EQUILIBRES CHIMIQUES

I. Définition et écriture générale d'un équilibre chimique

1. Définition

On appelle **équilibre chimique** une réaction chimique réversible (qui se déroule dans les deux sens) limitée (qui n'est pas totale) et caractérisée par un état d'équilibre dans lequel coexiste les réactifs et les produits.

2. Notation d'un équilibre chimique

↳ Un équilibre chimique se note $aA + bB \xrightleftharpoons[\text{Sens indirect}]{\text{Sens direct}} cC + dD$.

↳ A et B sont les réactifs, C et D sont les produits de la réaction et a, b, c et d sont les coefficients stoechiométriques.

↳ La double flèche signifie que la réaction est réversible, c'est-à-dire qu'elle se déroule dans les deux sens.

II. Rappels sur les concentrations d'une solution

↳ Une solution s'obtient en dissolvant une ou plusieurs espèce chimiques appelées solutés dans un liquide appelée solvant.

1. Concentration massique

↳ La concentration massique C_m d'une solution, exprimée en $g.L^{-1}$ est la masse de soluté dissoute dans un litre de solution.

↳ Elle se calcule selon la formule $C_m = \frac{m}{V}$, dans laquelle m est la masse de soluté en gramme (g) et V le volume de la solution en litre (L).

2. Concentration molaire d'une espèce chimique en solution

↳ La concentration molaire C d'une espèce chimique en solution, exprimée en $mol.L^{-1}$ est la quantité de matière de cette espèce dissoute dans un litre de solution.

↳ Elle se calcule selon la formule $C = \frac{n}{V}$, dans laquelle n est la quantité de matière en mol V le volume de la solution en litre (L).

↳ La quantité de matière n se calcule selon la formule $n = \frac{m}{M}$, dans laquelle M est la masse molaire $g.mol^{-1}$ de l'espèce chimique considérée.

3. Lien entre concentration molaire et concentration massique

↳ La concentration molaire C d'une espèce chimique de masse molaire M présente en solution, et sa concentration massique C_m sont liées par la relation $C = \frac{C_m}{M}$.

NOTE : Pour une espèce chimique A en solution, on notera aussi $[A]$ sa concentration molaire.

4. Protocole de préparation des solutions

	LA DISSOLUTION	LA DILUTION
Principe	On dissout un solide appelé soluté dans un solvant pour former une solution préparée à une concentration C désirée.	On prélève une partie d'une solution de concentration connue $C_{\text{mère}}$ appelée solution mère , pour préparer une solution de concentration C_{fille} plus faible, appelée solution fille .
Que doit-on calculer ?	On doit calculer la masse m du soluté solide à dissoudre dans le solvant.	On doit calculer le volume de la solution mère à prélever , noté $V_{\text{prélevé}}$.
Calcul	On a $n = \frac{m}{M} = CV$; ce qui donne la formule de calcul $m = C \times V \times M$. ☞ m est la masse du soluté en g, à prélever. ☞ C est la concentration molaire finale de la solution en mol.L^{-1}. ☞ V est le volume final de la solution en L. ☞ M est la masse molaire du soluté en g.mol^{-1}. NOTE : Le rapport $F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}}$ est appelé facteur de dilution.	Comme la dilution conserve la quantité de matière de soluté, on a $n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$; ce qui donne l'égalité $C_{\text{mère}} \times V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$ On a alors $V_{\text{prélevé}} = \frac{C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}}{C_{\text{mère}}}$. ☞ $V_{\text{prélevé}}$ est le volume de la solution mère à prélever en L. ☞ $C_{\text{mère}}$ est la concentration molaire de la solution mère en mol.L^{-1}. ☞ C_{fille} est la concentration molaire de la solution fille en mol.L^{-1}. ☞ V_{fille} est le volume final de la solution fille en L.
Protocole	☞ Peser avec précision la masse m de soluté à l'aide d'une balance. ☞ A l'aide d'un entonnoir, introduire ce prélèvement dans une fiolle jaugée de volume V. ☞ Ajouter de l'eau distillée dans la fiolle jusqu'au 3/4 puis boucher et agiter pour dissoudre tout le solide. ☞ Terminer le remplissage de la fiolle jusqu'au trait de jauge puis boucher et agiter.	☞ Verser la solution mère à diluer dans un bécher. ☞ Prélever un volume $V_{\text{prélevé}}$ de cette solution à l'aide d'une pipette jaugée de volume $V_{\text{prélevé}}$. ☞ Introduire ce prélèvement dans une fiolle jaugée de volume V_{fille}. ☞ Ajouter de l'eau distillée dans la fiolle jusqu'au 3/4 puis boucher et agiter. ☞ Remplir de la fiolle jusqu'au trait de jauge puis boucher et agiter.

APPLICATION N°82 :

On dissout $m=1,389\text{g}$ de chlorure de calcium CaCl_2 dans $V=250\text{mL}$ d'eau pour former une solution.

- ① Calculer la concentration massique de cette solution, que l'on arrondira au centième.
- ② Calculer la concentration molaire de la solution.

Données : $M(\text{Ca})=40\text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl})=35,5\text{ g.mol}^{-1}$.

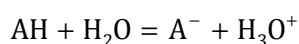
① On a directement le calcul $C_m = \frac{m}{V} = \frac{1,389}{0,25} = 5,56 \text{ g.L}^{-1}$.

② On calcule par la formule $C = \frac{n}{V}$ avec $n = \frac{m}{M} = \frac{1,389}{111} = 0,0125 \text{ mol}$. On a alors

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,0125}{0,25} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

3. Relation entre le pH et le pK_a

Considérons l'équation de la réaction d'un acide avec l'eau :



Alors la constante d'acidité K_a est définie par la relation :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

En prenant le logarithme décimal log et en utilisant la propriété $\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$, on obtient :

$$\log(K_a) = \log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right) = \log([\text{H}_3\text{O}^+]) + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right); \text{ ce qui nous donne finalement}$$

$$-\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(K_a) + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right). \text{ On obtient ainsi la relation fondamentale :}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right) \quad (\text{Relation d'Henderson})$$

4. Domaines de prédominance

↳ **Un acide fort est un acide qui se dissocie totalement en solution aqueuse (dans l'eau) en formant sa base conjuguée.**

EXEMPLES : L'acide chlorhydrique (HCl) ; l'acide nitrique (HNO₃) ; l'acide sulfurique (H₂SO₄)...

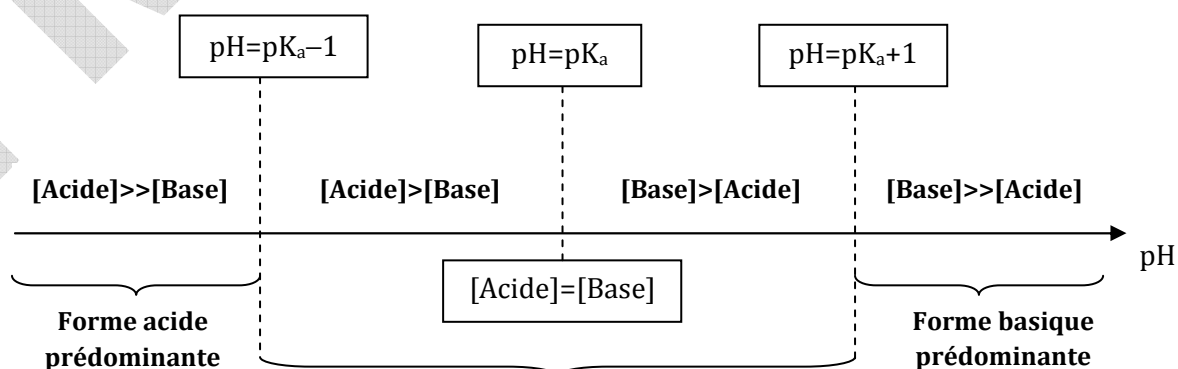
↳ **Un acide faible est un acide qui ne se dissocie que partiellement en solution aqueuse.**

EXEMPLES : L'acide éthanoïque (CH₃-COOH) ; acide benzoïque (C₆H₅-COOH) ; acide méthanoïque (HCOOH) ; acide fluorhydrique (HF)...

↳ Lorsqu'un acide faible est mis en solution aqueuse, l'acide (AH) et sa base conjuguée (A⁻) coexistent (c'est-à-dire sont simultanément présents) à l'équilibre. Il est donc important de savoir quelle espèce sera majoritaire ou prédominante pour une valeur donnée du pH. On réalise alors le diagramme de prédominance du couple acide/base correspondant.

↳ Lorsqu'une espèce chimique est présente en solution sous deux formes A1 et A2, on considère que A1 prédomine en solution par rapport à A2 si [A1] > [A2].

A1 est majoritaire en solution par rapport à A2 si [A1] > 10[A2] (on note alors [A1] >> [A2]).



Zone de coexistence des formes acide et base

NOTE : L'acide d'un couple acido-basique est d'autant plus fort et la base conjuguée d'autant plus faible que le pK_a du couple est petit.

L'acide d'un couple acido-basique est d'autant plus faible et la base conjuguée d'autant plus forte que le pK_a du couple est grand.

De deux acides, le plus fort est donc celui appartenant au couple de pK_a le plus petit (ou de K_a la plus grande)

5. Détermination du pH par le calcul

Le tableau qui suit regroupe les diverses formules permettant de calculer le pH d'une solution selon la nature de l'espèce mise en solution.

TYPE DE SOLUTION	FORMULE DE CALCUL DU pH	CONDITION DE VALIDITE DE LA FORMULE
Solution contenant un monoacide fort de concentration molaire initiale C_0.	$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(C_0)$ NOTE : Pour un polyacide libérant n ions H_3O^+ , on a $pH = -\log(nC_0)$	$pH < 6,5$ La solution d'acide ne doit pas être trop diluée NOTE : Si le calcul mène à une valeur de pH supérieur à 6,5, cela signifie que la formule n'est pas applicable.
Solution contenant un monoacide faible de concentration molaire initiale C_0.	$pH = -\log[H_3O^+] = \frac{1}{2}(pK_a - \log(C_0))$	$pH < pK_a - 1$ L'acide faible est peu dissocié et la forme acide AH est majoritaire.
Solution contenant une monobase forte de concentration molaire initiale C_0.	$pH = 14 + \log(C_0)$ NOTE : Pour une polybase libérant n ions OH^- , on a $pH = 14 + \log(nC_0)$	$pH > 7,5$ La solution de base ne doit pas être trop diluée
Solution contenant une monobase faible de concentration molaire initiale C_0.	$pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log(C_0))$	$pH > pK_a + 1$ La base faible est peu protonée et la forme A^- est majoritaire.
Solution formée d'un mélange amphotère.	NOTE : Un ampholyte AH^- appartient à deux couples acido-basiques AH_2/AH^- et AH^-/A^{2-} dont les pK_a sont notés respectivement pK_1 et pK_2 . Mis en solution, il va se comporter comme un acide ou comme une base : $AH^- + H_2O = A^{2-} + H_3O^+$ $AH^- + H_2O = AH_2 + OH^-$ Le pH du mélange amphotère est donné par la formule : $pH = \frac{1}{2}(pK_1 + pK_2)$ NOTE : Le pH d'une solution contenant un ampholyte ne dépend pas de la concentration de cette espèce.	La dissociation et la protonation de l'amphotère AH^- sont négligeables devant la réaction prépondérante (RP) ; c'est-à-dire : $[H_3O^+] \ll [AH_2] \text{ et } [OH^-] \ll [A^{2-}]$
NOTE : Les conditions de validité de ces différentes formules de calcul doivent parfaitement être connues		

APPLICATION N°89 :

① Calculer le pH (arrondi au dixième) de chacune des solutions S1, S2 et S3 telles que :

S1 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;

S2 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;

S3 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

② Calculer la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution de pH=2,4.

③ Calculer la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution de pH=2,7.

④ Dans une solution S on donne la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,0 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel est le pH de la solution.

Donnée : Constante ionique de l'eau $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$.

① ↳ Par définition, le pH de la solution S1 est $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,2 \times 10^{-3}) = 2,9$.

↳ Le pH de la solution S2 est $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5,3 \times 10^{-2}) = 1,3$.

↳ Enfin, le pH de la solution S3 est $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,5 \times 10^{-3}) = 2,6$.

② Nous avons par définition $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

③ On a de même $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,7} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

④ La relation $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$ fournit $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{5,0 \times 10^{-12}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

On accède enfin au pH de la solution de façon classique $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,0 \times 10^{-3}) = 2,7$.

APPLICATION N°90 :

On dissout 1,2L de chlorure d'hydrogène gazeux (HCl) dans 1L d'eau pour former une solution d'acide chlorhydrique.

① Calculer la concentration molaire C de cette solution.

② Calculer le pH de cette solution.

Donnée : Volume molaire gazeux $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

① La quantité de matière de chlorure d'hydrogène gazeux dissoute est $n = \frac{V}{V_m} = \frac{1,2}{24} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

La concentration molaire est alors $C = \frac{n}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-2}}{1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

② L'acide chlorhydrique étant un monoacide fort, on dispose de la formule (voir tableau ci-dessus) $\text{pH} = -\log(C) = -\log(5 \times 10^{-2}) = 1,3$.

APPLICATION N°91 :

On dissout $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de chlorure d'hydrogène (HCl) dans 1L d'eau pour former une solution d'acide chlorhydrique.

① Calculer la concentration molaire C de cette solution.

② Calculer le pH de cette solution.

③ Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

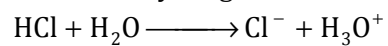
④ On prélève 50mL de la solution précédente que l'on dilue. Quel volume d'eau faut-il ajouter pour préparer une solution de pH égal à 4 ?

⑤ Calculer alors le facteur de dilution correspondante.

① On a directement $C = \frac{n}{V} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{1} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

② L'acide chlorhydrique étant un acide fort, le pH de la solution est donné par la formule $\text{pH} = -\log(C) = -\log(1,0 \times 10^{-3}) = 3$.

③ L'équation de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau est :



PRESENTATION

EXTRAIT DES PAGES 72 A 73

PLANCHE PHYSIQUE-CHIMIE N°10 :

LES ALCANES

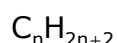
I. Définition et formule générale d'un alcane

1. Définition

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés, c'est-à-dire dont les molécules ne comportent que des liaisons simples C-C et C-H.

2. Formule générale d'un alcane

La formule générale des alcanes est :



où n est un entier positif.

II. Exemples d'alcanes

La formule générale d'un alcane est C_nH_{2n+2} où n désigne un entier naturel positif.

NOTE : Cette formule signifie que dans un alcane le nombre d'atome d'hydrogène est le double de celui d'atomes de carbone augmenté de 2.

n	FORMULE BRUTE	NOM DE L'ALCANE	FORMULE DEVELOPPEE	FORMULE SEMI-DEVELOPPEE
1	CH ₄	Méthane	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH ₄
2	C ₂ H ₆	Ethane	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH ₃ - CH ₃
3	C ₃ H ₈	Propane	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃
4	C ₄ H ₁₀	Butane	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃

APPLICATION N°152 (A FAIRE) :

L'hexane est l'alcane dont la molécule renferme 6 atomes de carbone.

- ① Ecrire la formule brute de l'hexane.
- ② Ecrire la formule développée de l'hexane.
- ③ Ecrire la formule semi-développée et la formule topologique de l'hexane.
- ④ Calculer la masse molaire de l'hexane.

Données : $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$

III. Les groupes alkyles

La formule générale d'un alcane C_nH_{2n+2} peut s'écrire $C_nH_{2n+1} - H$ ou $R-H$. On met ainsi en évidence un groupement monovalent $R = C_nH_{2n+1}$ appelé **groupe alkyle** et pouvant se lier à un atome H.

↳ Le nom général d'un groupe alkyle s'obtient en remplaçant la terminaison « -ane » de l'alcane dont il dérive par la terminaison « -yle ».

n	FORMULE DU GROUPE ALKYLE	NOM DU GROUPE ALKYLE
1	$CH_3 -$	Méthyle
2	$C_2H_5 -$ ou $CH_3 - CH_2 -$	Ethyle
3	$C_3H_7 -$ ou $CH_3 - CH_2 - CH_2 -$	Propyle
4	$C_4H_9 -$ ou $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 -$	Butyle
5	$C_5H_{11} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_4 -$	Pentyle
6	$C_6H_{13} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_5 -$	Hexyle
7	$C_7H_{15} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_6 -$	Heptyle
8	$C_8H_{17} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_7 -$	Octyle
9	$C_9H_{19} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_8 -$	Nonyle
10	$C_{10}H_{21} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_9 -$	Décyle
11	$C_{11}H_{23} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_{10} -$	Undécyle
12	$C_{12}H_{25} -$ ou $CH_3 - (CH_2)_{11} -$	Dodécyle

IV. Nomenclature des alcanes

↳ D'une façon générale, les noms des alcanes se terminent en « -ane » comme le méthane, l'éthane, le propane et le butane....

1. Cas des alcanes à chaîne linéaire

On appelle alcane linéaire ou n-alcane un alcane dont la chaîne carbonée n'est pas ramifiée ; c'est-à-dire un alcane constitué d'un enchaînement de groupes $-CH_2 -$, terminé à chaque extrémité par un groupe CH_3 .

↳ Le nom général d'un alcane linéaire s'obtient en ajoutant la terminaison « -ane » à un préfixe d'origine grecque indiquant le nombre d'atomes n de la chaîne.

NOTE : On doit alors impérativement bien connaître le tableau ci-dessous.

n	FORMULE BRUTE ET SEMI-DEVELOPPEE	NOM DE L'ALCANE
1	CH_4	Méthane
2	C_2H_6 ou $CH_3 - CH_3$	Ethane
3	C_3H_8 ou $CH_3 - CH_2 - CH_3$	Propane
4	C_4H_{10} ou $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	Butane
5	C_5H_{12} ou $CH_3 - (CH_2)_3 - CH_3$	Pentane
6	C_6H_{14} ou $CH_3 - (CH_2)_4 - CH_3$	Hexane
7	C_7H_{16} ou $CH_3 - (CH_2)_5 - CH_3$	Heptane
8	C_8H_{18} ou $CH_3 - (CH_2)_6 - CH_3$	Octane
9	C_9H_{20} ou $CH_3 - (CH_2)_7 - CH_3$	Nonane
10	$C_{10}H_{22}$ ou $CH_3 - (CH_2)_8 - CH_3$	Décane

11	$C_{11}H_{24}$ ou $CH_3 - (CH_2)_9 - CH_3$	Undécane
12	$C_{12}H_{26}$ ou $CH_3 - (CH_2)_{10} - CH_3$	Dodécane

EXTRAIT DES PAGES 257 A 258

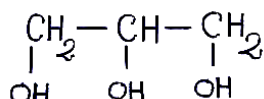
PLANCHE PHYSIQUE-CHIMIE N°20 :

LA SAPONIFICATION

I. Les glycérides

■ Les glycérides sont des esters du glycérol avec des acides gras.

RAPPEL : Le glycérol est un trialcool (c'est-à-dire que sa molécule comporte trois fonctions hydroxyles -OH) de formule :



■ Suivant le nombre de fonctions hydroxyle (-OH) que le glycérol estérifie par des acides gras (pouvant être différents), on obtient :

- ↳ un monoglycéride si une seule fonction hydroxyle est estérifiée ;
- ↳ un diglycéride si deux fonctions hydroxyle sont estérifiées ;
- ↳ un triglycéride si toutes les trois fonctions hydroxyle sont estérifiées.

■ Les acides gras sont des monoacides organiques aliphatiques saturés ou insaturés, dont le nombre d'atomes de carbone est supérieur ou égal à 4 et généralement pair.

1. Exemples d'acides gras

NOM DE L'ACIDE	FORMULE DEVELOPPEE
↳ Acide butanoïque (ou acide butyrique)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$
↳ Acide hexanoïque (ou acide caproïque)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$
↳ Acide décanoïque (ou acide caprique)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_8 - \text{COOH}$
↳ Acide tétradécanoïque (ou acide myristique)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{12} - \text{COOH}$
↳ Acide hexadécanoïque (ou acide palmitique)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{14} - \text{COOH}$
↳ Acide octodécanoïque (ou acide stéarique)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{16} - \text{COOH}$
↳ Acide octodécènoïque (ou acide oléique)	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$
↳ Acide linoléique	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$
↳ Acide linoléique :	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$
Acide arachidonique :	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$

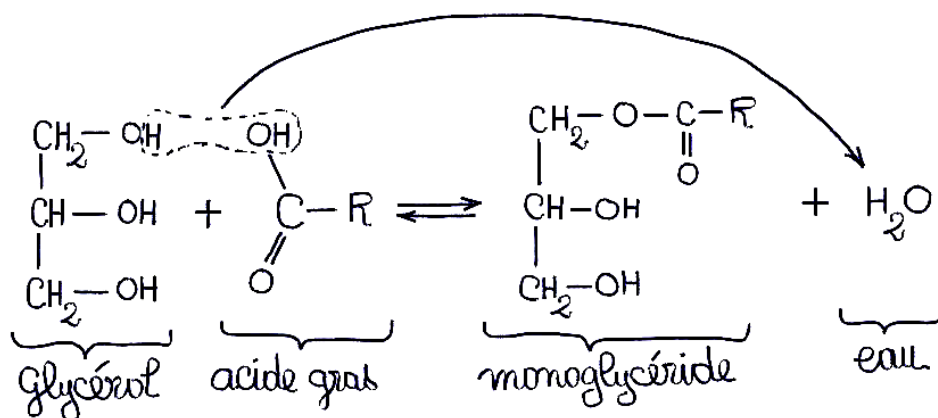
NOTE : Les graisses animales comportent surtout des triglycérides des acides palmitique, et stéarique.

Les huiles végétales sont majoritairement composées de triglycérides des acides oléique et linoléique.

2. Formules générales des glycérides

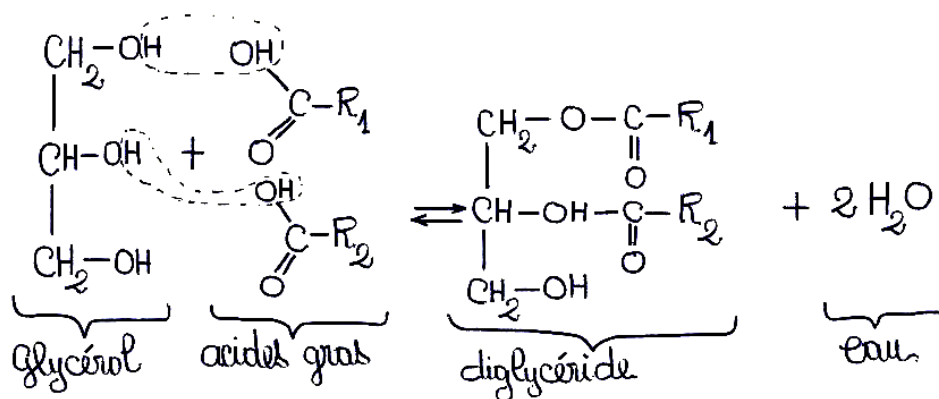
Rappelons que les glycérides sont des esters des acides gras avec le glycérol. Ecrivons alors les réactions d'estérification qui conduisent à leur formation en distinguant trois cas :

↳ **1^{er} cas** : Un seul groupe hydroxyle -OH est estérifié et l'équation d'estérification s'écrit :

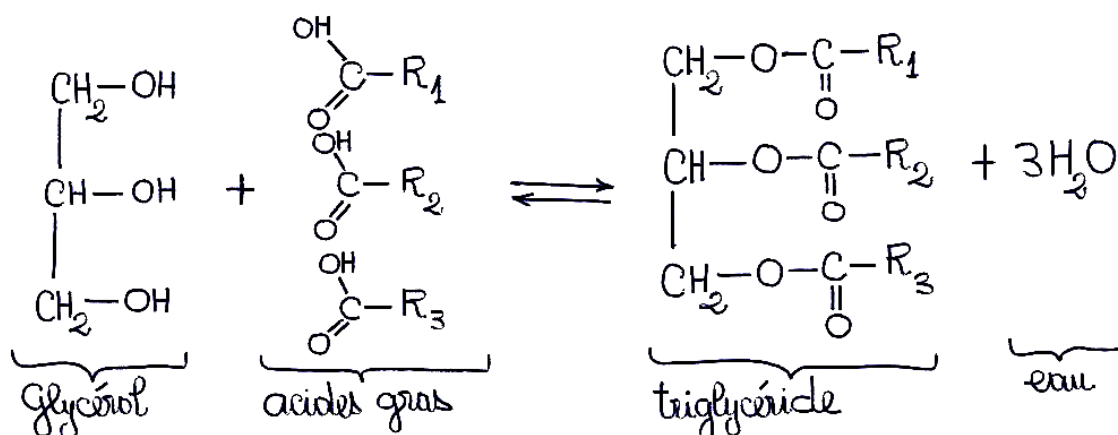


NOTE : Cette équation fournit la formule générale d'un monoglycéride.

↳ **2^{ème} cas** : Deux groupes hydroxyle -OH estérifiés et l'équation d'estérification s'écrit :

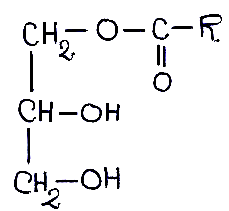


↳ **3^{ème} cas** : Les trois groupes hydroxyle -OH estérifiés et l'équation d'estérification s'écrit alors :



■ RECAPITULATIF GENERAL :

↳ La formule générale d'un monoglycéride est :



PRESENTATION