

Vous trouverez dans ce document des exercices à chercher pour la rentrée, ils vous permettront de revoir quelques points essentiels étudiés dans le secondaire. Ces notions sont à maîtriser impérativement pour aborder sereinement et efficacement cette nouvelle année scolaire en chimie.

Les exercices sont dans l'ensemble simples ; vous pouvez bien sûr vous exercer avec des exercices plus complexes donnés au baccalauréat (<https://labolycee.org/>) ou donnés en classe de terminale.

Vous disposez d'un fichier avec les corrections, à ne consulter qu'après avoir cherché !)

A la fin de votre travail, n'oubliez pas de répondre à ce questionnaire en ligne :

<http://acver.fr/pcsi-promo-argenteuil>

ou en utilisant le QR code ci-contre



Merci ...

Êtes-vous au point sur les calculs simples autour des quantités de matière ?

Exercice 1 :

On dissout $m = 3,0$ g de glucose de formule brute $C_6H_{12}O_6$ dans de l'eau pour obtenir $V = 100$ mL de solution.

Masses molaires (en $g.mol^{-1}$) : $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(N) = 14$; $M(O) = 16$

1. Calculer la concentration massique en glucose de la solution
2. Calculer la concentration molaire en glucose de la solution

Exercice 2 :

1. Quelle est la masse volumique du dichlorométhane CH_2Cl_2 , liquide organique de densité $d = 1,3$ et de masse molaire $M = 85 g.mol^{-1}$?
2. Quelle quantité de matière est contenue dans un volume $V = 10$ mL de ce liquide ?

Exercice 3 :

Le degré d'un vinaigre correspond à la masse (en g) d'acide éthanoïque contenu dans 100 g de vinaigre.

1. Quel est le volume correspondant à 100 g de vinaigre ? On supposera sa densité quasi égale à celle de l'eau.
2. En déduire la concentration molaire en acide éthanoïque contenu dans un vinaigre à 8°.

Exercice 4 : Un peu plus difficile

Le Destop® est une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (= soude) NaOH.

Son étiquette indique qu'il contient 20% en soude et que sa densité est $d = 1,23$.

Donnée : $M(NaOH) = 40 g.mol^{-1}$.

En déduire la concentration molaire en soude de ce produit ménager.

Exercice 5 :

Un briquet à gaz contient du butane liquide $C_4H_{10}(l)$. Chaque utilisation consomme 20 mL de butane gazeux, dans des conditions de température et de pression $p = 1,013$ bar et $\theta = 20^\circ C$.

Données : constante des gaz parfaits $R = 8,31 J.mol^{-1}.K^{-1}$ (ou $Pa.m^3.mol^{-1}.K^{-1}$)

masse molaire du butane $M = 58 g.mol^{-1}$

Masse volumique du butane liquide : $\rho = 580 kg.m^{-3}$

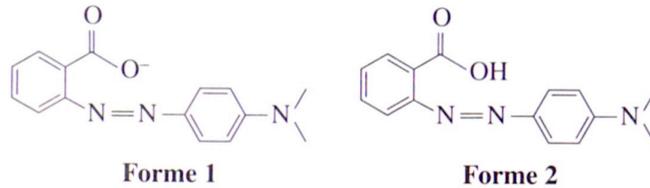
1. Déterminer la quantité de matière de gaz correspondant à chaque utilisation.
2. Déterminer le volume de butane liquide qui disparaît dans le réservoir à chaque utilisation.

Êtes-vous au point sur acide et base ?

Exercice 6 :

Le rouge de méthyle est un indicateur coloré ; sa teinte est rouge en milieu très acide et jaune en milieu basique ; sa zone de virage correspond aux pH compris entre 4,4 et 6,2.

Les deux formes acide et basique de cet indicateur coloré sont données ci-dessous en formule topologique :



Données : constante d'acidité du couple $K_A = 10^{-5,2}$

Masses molaires (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{O}) = 16$

Repérer la forme acide et basique du couple.

Indiquer si les propositions suivantes sont vraies ou fausses :

- La masse molaire ionique de la forme 1 est égale à $268 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Lorsque la forme 2 est prédominante, la solution a une teinte jaune.
- à $\text{pH} = 4,2$: $\frac{[\text{forme 2}]}{[\text{forme 1}]} = \frac{1}{10}$
- Cet indicateur coloré convient pour le titrage d'une solution d'acide fort par une base forte (pH à l'équivalence = 7,0)

Êtes-vous au point sur les transformations totales et limitées ?

Exercice 7 :

On mesure le pH d'une solution d'acide nitrique HNO_3 de concentration en soluté apporté $c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On relève $\text{pH} = 3,0$.

		$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
état	avancement	quantité de matière (pour $V = 1,0 \text{ L}$)			
initial	0				
final (réel)	x_f				
final (si la transformation est quasi-totale)	x_{max}				

- Calculer la valeur de l'avancement final x_f .
- Vérifier que $x_f = x_{\text{max}}$. Comment peut-on qualifier la transformation ? L'acide nitrique est-il un acide fort ou faible ?

Exercice 8 :

On mesure le pH d'une solution d'éthanoate de sodium ($\text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$) de concentration en soluté apporté $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On relève $\text{pH} = 8,4$.

Données : Produit ionique de l'eau $K_e = 10^{-14}$

- Écrire l'équation de la réaction (R) de l'ion éthanoate avec l'eau.
- Calculer la valeur du quotient de réaction dans l'état initial ; en déduire que le système évolue spontanément dans le sens direct, sachant que la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction (R) vaut $K = 10^{-9,2}$.
- Compléter un tableau d'avancement du même type que celui de l'exercice précédent (on pourra raisonner sur un volume $V = 1 \text{ L}$ de solution).
- En déduire que l'ion éthanoate est une base faible. Quel type de flèche faut-il donc utiliser dans l'équation de la réaction (R) ?

Exercice 9 : plus difficile

Prévoir le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, connaissant le $\text{p}K_A$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ à 25°C : $\text{p}K_A = 4,8$.

Aide : on écrira l'équation qui modélise la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau, puis on s'aidera d'un tableau d'avancement pour trouver la composition du système dans l'état final, en particulier la concentration des ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$

Êtes-vous au point sur le matériel du laboratoire ?

Exercice 10 :

Nommer la verrerie suivante, et indiquer son usage :



-1- -2- -3- -4- -5- -6- -7-

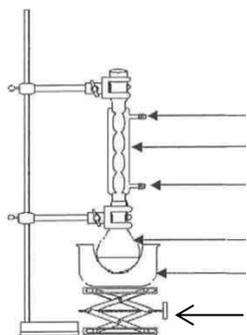
Des aides :

Utilisation de la burette graduée : <http://acver.fr/utilisation-burette>

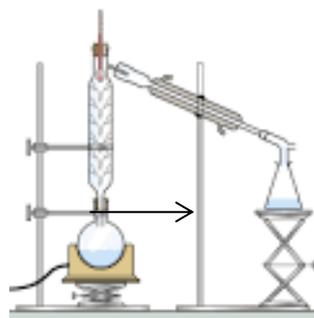
Si vous êtes perdus : <https://www.lelivrescolaire.fr/page/18368966>

Exercice 11 :

1. Nommer les montages de chimie organique et compléter les légendes :



Montage 1



Montage 2

2. On utilise le montage 2 pour la synthèse de C selon la transformation limitée modélisée par la réaction d'équation : $A(l) + B(l) \rightleftharpoons H_2O(l) + C(l)$

Sachant que l'espèce la plus volatile (c'est-à-dire dont la température d'ébullition est la plus basse) est C, indiquer l'intérêt de ce montage.

Êtes-vous au point sur dilution et dissolution ?

Exercice 12 :

1. Proposer un protocole expérimental permettant de préparer 100,0 mL d'une solution de chlorure de sodium (Na^+Cl^-) de concentration en soluté apporté $c = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : Masse molaire de NaCl : $M = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

2. Proposer un protocole expérimental permettant de préparer 100,0 mL d'une solution de permanganate de potassium ($K^+MnO_4^-$) de concentration $c = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution mère de concentration en soluté apporté $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On prépare une solution aqueuse de la manière suivante : dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 500 \text{ mL}$, on introduit $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'acide éthanóique pur. On complète au trait de jauge avec de l'eau distillée et on homogénéise.

3. Déterminer la concentration apportée en acide éthanóique dans la solution.

Données : densité de l'acide éthanóique pur : $d = 1,05$

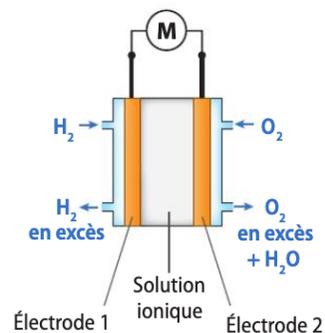
Masse molaire de l'acide éthanóique : $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

Êtes-vous au point sur l'oxydoréduction ?

Exercice 13 :

Une pile à hydrogène permet de produire de l'électricité à partir de dihydrogène et de dioxygène.

Ce dispositif est représenté ci-contre.



Données :

couples d'oxydoréduction : $H^+(aq) / H_2(g)$
et $O_2(g) / H_2O(l)$

constante de Faraday : $F = 96\,500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

masse molaire du dihydrogène : $2,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Quel est le réactif oxydant ? le réactif réducteur ?
2. Écrire les demi-équations électroniques traduisant les transformations se produisant aux électrodes. Identifier l'anode et la cathode, et compléter le schéma en indiquant le sens de circulation du courant et des électrons.

Le dispositif débite un courant d'intensité $I = 100\text{ A}$ pendant $\Delta t = 8\text{ h}$.

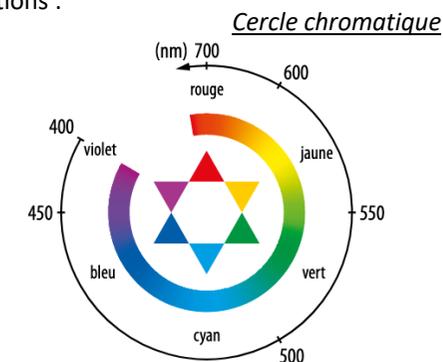
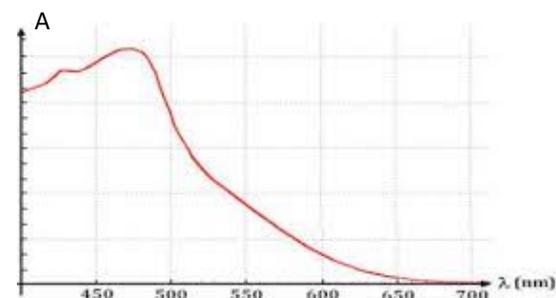
3. Calculer la charge électrique Q débitée.
4. Calculer la masse de dihydrogène gazeux consommé.

Êtes-vous au point sur les dosages par étalonnage et les titrages ?

Exercice 14 : Dosage par étalonnage

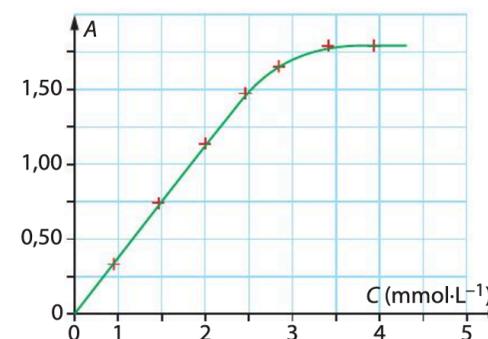
L'eau iodée est une solution aqueuse contenant du diiode I_2 dont les propriétés oxydantes sont utilisées pour la désinfection des plaies.

On réalise un spectre d'absorption d'une de ces solutions :



1. De quelle couleur est la solution ?
2. Choisir judicieusement une longueur d'onde de travail pour un dosage par spectrophotométrie.

On trace l'absorbance A en fonction de la concentration c en diiode d'une gamme de solutions étalons, à la longueur d'onde de travail choisie. Dans les mêmes conditions, on mesure l'absorbance de la solution désinfectante (S) : $A_S = 1,25$



3. Dans quel domaine de concentration le graphe traduit-il la loi de Beer-Lambert ?
4. Déterminer la concentration c_S en diiode de la solution S.

Exercice 15 : Titration en oxydo-réduction

Les solutions commerciales d'eau oxygénée sont des solutions aqueuses de peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$. On souhaite vérifier par un titrage la concentration en ce composé actif contenu dans une solution commerciale S_0 .

On réalise le protocole suivant :

- Préparer une solution S_1 en diluant 10 fois la solution S_0
- Introduire $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de S_1 dans un erlenmeyer, ainsi que 40 mL d'eau distillée et 10 mL d'acide sulfurique à $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Titrer par une solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration $c_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

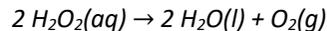
On obtient un volume équivalent $V_E = 16,6 \text{ mL}$

Données :

* couples redox : $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

* La seule espèce colorée est l'ion permanganate MnO_4^-
(mauve en solution aqueuse)

* Le titre d'une eau oxygénée, exprimé en volumes (vol), correspond au volume de dioxygène gazeux $\text{O}_2(\text{g})$, en L, qu'un litre de solution est susceptible de libérer par dismutation selon la réaction totale d'équation :



dans des conditions où le volume molaire gazeux vaut $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Comment repérer l'équivalence de ce titrage colorimétrique ?
2. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
3. En déduire la relation entre la concentration c_1 de S_1 , V_1 , c_2 et V_E .
4. Déterminer c_1 puis la concentration molaire c_0 de la solution commerciale S_0 .
5. En déduire le « volume » de cette solution commerciale, défini ci-dessous.

Exercice 16 : Titration acido-basique

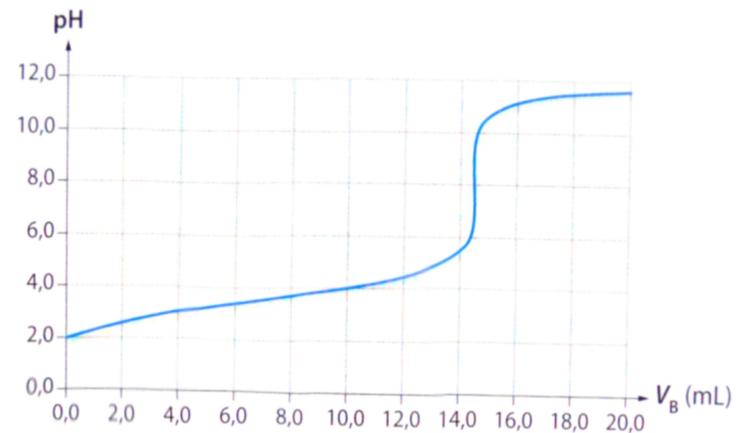
L'acide ascorbique, couramment dénommé Vitamine C, se trouve dans de nombreux fruits et légumes. En pharmacie, il est possible de le trouver sous forme de comprimés de « vitamine C 500 » par exemple.

Pour simplifier, l'acide ascorbique, de formule brute $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, sera désigné par HA dans la suite de l'exercice.

On écrase un comprimé de « vitamine C 500 » dans un mortier. On dissout la poudre dans un peu d'eau distillée et on introduit l'ensemble dans une fiole jaugée de $V_0 = 100,0 \text{ mL}$; on complète avec de l'eau distillée. Après homogénéisation, on obtient la solution S.

On prélève un volume $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S, que l'on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration molaire en soluté apporté $c_B = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

La courbe de titrage obtenue est donnée ci dessous ($V_{BE} = 14,4 \text{ mL}$).



1. Quelle a été la technique utilisée pour suivre le titrage ?
2. Faire un schéma annoté du dispositif de titrage.
3. Établir l'équation de la réaction de titrage.

4. a. Définir l'équivalence.

b. Retrouver le volume équivalent à partir de la courbe.

<http://acver.fr/tangentes-paralleles>

5. Calculer la quantité d'acide ascorbique dans les 10,0 mL de solution titrée.

6. En déduire la masse m , en mg, d'acide ascorbique contenue dans un comprimé.

Expliquer l'indication du fabricant « vitamine C 500 ».

Donnée : $M(AH) = 176 \text{ g.mol}^{-1}$

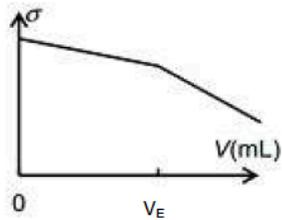
Exercice 17 : Titration conductimétrique

On titre une solution de vitamine C (acide ascorbique, noté HA) par une solution de soude (hydroxyde de sodium). On suit le titrage par conductimétrie.

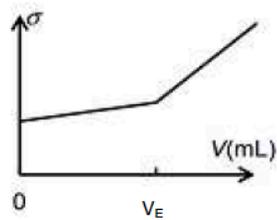
Données : conductivités molaires ioniques λ^0 des ions à 25°C, en $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

$\text{Na}^+ : 5,01$ $\text{HO}^- : 19,9$ $\text{A}^- : 3,42$

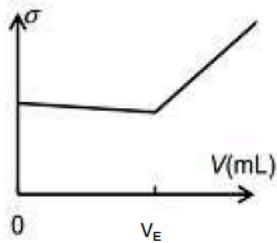
1. Faire un schéma du titrage.
2. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
3. Parmi les 4 graphiques suivants, lequel représente la variation de la conductivité observée au cours de ce titrage ?



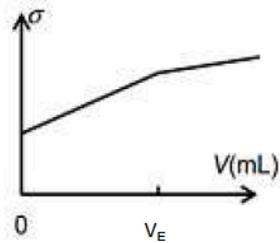
Représentation 1



Représentation 2



Représentation 3



Représentation 4

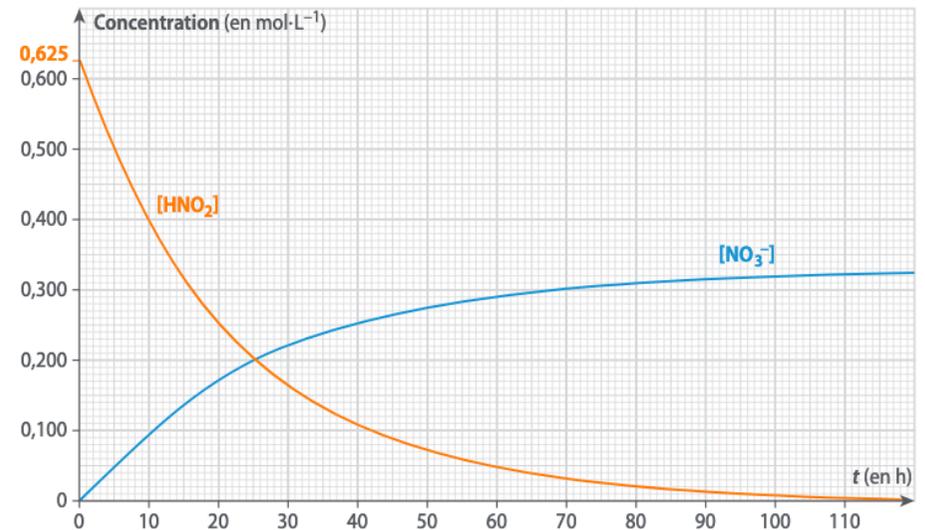
Êtes-vous au point sur la cinétique ?

Exercice 18 :

En solution aqueuse, l'acide nitreux HNO_2 est peu stable et se transforme lentement en acide nitrique ($\text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$) avec un dégagement gazeux de monoxyde d'azote $\text{NO}(\text{g})$.

L'équation de la réaction est : $2 \text{HNO}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

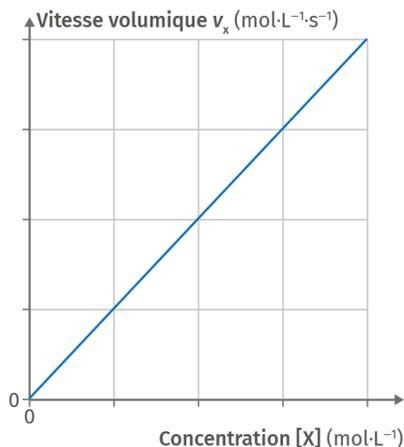
On suit l'évolution des concentrations en HNO_2 et NO_3^- au cours du temps dans une solution d'acide nitreux de concentration initiale $c_0 = 0,625 \text{ mol.L}^{-1}$.



1. Rappeler la définition de la vitesse volumique de disparition de HNO_2 (rappel : cette définition utilise la fonction dérivée)
2. Calculer les vitesses volumiques de disparition de HNO_2 et d'apparition de NO_3^- à $t = 10\text{h}$.
3. Quelle relation simple existe entre les deux ? relier ce résultat à l'équation de la réaction.
4. Comment évoluent les vitesses volumiques au cours du temps ? quel est le facteur cinétique responsable de cette évolution ?

Exercice 19 :

On suit la vitesse volumique de disparition d'un réactif X au cours du temps, dont la concentration initiale est notée c_0 :

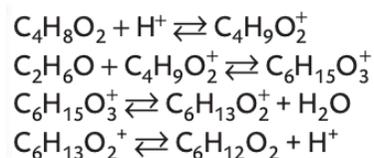


On notera k le coefficient directeur de la droite $v_x = f([X])$.

2. Établir l'équation différentielle vérifiée par $[X]$ puis la résoudre.

Exercice 20 :

Le mécanisme réactionnel de la synthèse du butanoate d'éthyle, de formule brute $C_6H_{12}O_2$, est donnée de manière simplifiée ci-dessous :

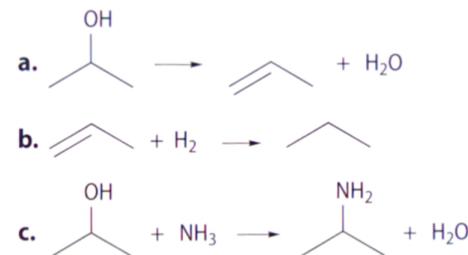


1. Identifier les intermédiaires réactionnels.
2. Quel peut être le rôle de H^+ (ici, cette notation correspond à l'ion hydronium H_3O^+) ?
3. Retrouver l'équation de la réaction à partir du mécanisme.

Êtes-vous au point sur la nature des transformations et l'écriture des mécanismes réactionnels ?

Exercice 21 :

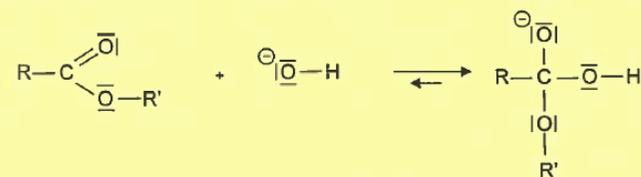
Pour chaque équation, indiquer si la transformation correspond à une addition, substitution ou élimination



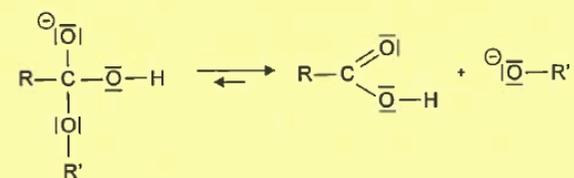
Exercice 22 :

Un mécanisme simplifié de la réaction de synthèse d'un savon est donné ci-dessous :

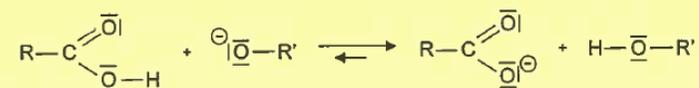
Étape a)



Étape b)



Étape c)



Représenter les flèches courbes rendant compte du mécanisme des trois étapes.

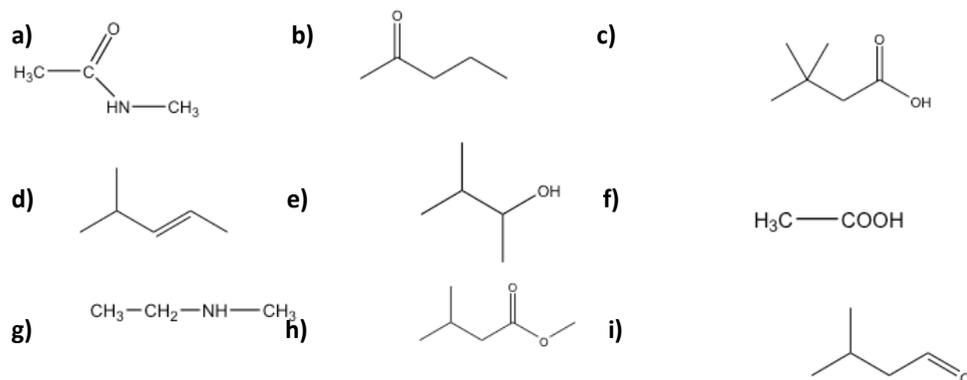
Êtes-vous au point sur la nomenclature ?

Exercice 23 :

Nommer les molécules suivantes :

On pourra utiliser des tables de nomenclature, par exemple :

https://www.aclg.be/Create/ChimOrgBasic2_CG/page_01.htm

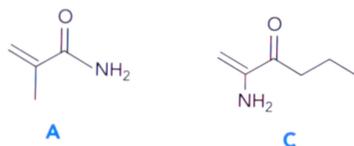


Exercice 24 :

Le 2-méthylprop-2-énamide est un précurseur du méthacrylate de méthyle, monomère permettant la synthèse du polymère PMMA (Plexiglas®)

a) Quelles fonctions possède le 2-méthylprop-2-énamide ?

b) En déduire sa formule développée parmi les deux suivantes :



Êtes-vous au point sur la spectroscopie infrarouge ?

Exercice 25 :

- Donner la formule semi-développée de l'acide éthanoïque et du méthanoate de méthyle.
- Attribuer à chaque molécule son spectre infrarouge :

Document 4 : table de données pour la spectroscopie IR.

famille	liaison	nombre d'onde (cm ⁻¹)
cétone	C = O	1705 - 1725
aldéhyde	C _{tri} - H	2700 - 2900
	C = O	1720 - 1740
acide carboxylique	O - H	2500 - 3200
	C = O	1740 - 1800
ester	C = O	1730 - 1750
alcool	O - H _{lié}	3200 - 3450
	O - H _{libre}	3600 - 3700

