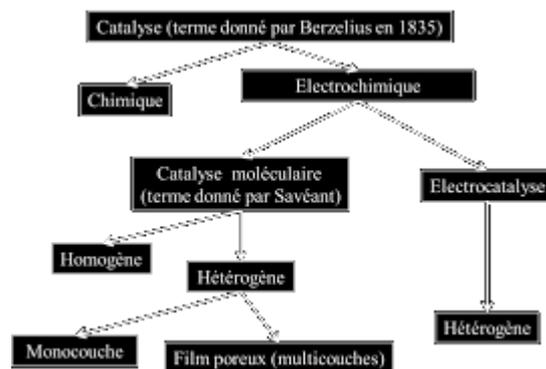


Historique :

Catalyse et contacts : Le terme “ catalyse”, étymologiquement décomposition dissolution, dénouement, et rentré dans le langage courant et quelques applications font partie de la vie quotidienne (four à nettoyage par catalyse, pot d'échappement catalytique...). Le mot fut introduit par *Berzelius* en 1836 pour qualifier certains faits expérimentaux observés au cours de différentes réactions chimiques découvertes au début du *XIX^{ème}* siècle.

Certaines réactions chimiques sont lentes. Donc pour augmenter la vitesse d'une réaction, on peut utiliser un catalyseur.



Définition :

Un catalyseur est une substance (solide, liquide ou gazeuse) qui augmente la vitesse d'une réaction chimique sans apparaître dans les produits finaux.

Un catalyseur est une espèce qui accélère une réaction et que l'on retrouve non transformé chimiquement en fin d'une réaction.

Un catalyseur ne figure pas dans l'équation de la réaction qu'il catalyse

Exemple : $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow$ très lente

Mais (en présence de Pt) : $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$ réaction violente

Propriétés des réactions catalytiques :

Le catalyseur est utilisé en très petite quantité.

Le catalyseur est spécifique à une réaction donnée.

Par exemple, le cuivre est catalyseur des réactions de déshydrogénation (élimination d'une molécule de dihydrogène) des aldéhydes et des cétones, mais ne catalyse pas les réactions de déshydrogénation des alcanes

. On parle d'autocatalyse lorsqu'un des produits de la réaction catalyse cette réaction.

Une même réaction chimique peut être catalysée par différents types catalyseurs.

Caractéristiques de l'action catalytique :

- Non consommé dans la réaction
- Peut être recyclé, agit en quantité très faible
- Ne modifie pas les conditions thermodynamiques mais seulement cinétiques.
- La catalyse est sélective : on peut accélérer sélectivement une réaction quand plusieurs réactions sont possibles.

Exemple : $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$ (en présence d' Fe^{2+})

- La vitesse d'une réaction est liée à la fréquence des collisions efficaces entre les réactifs
- Orientation des réactifs

Les différents types de catalyse

a. Catalyse homogène :

Une catalyse est dite homogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment une seule phase, généralement liquide ou gazeuse

La vitesse de la réaction augmente lorsque la concentration (molaire ou massique) en catalyseur augmente.

Le catalyseur intervient au cours de la transformation chimique, mais il est régénéré tout au long de la réaction.

Exemple la réaction de décomposition de l'eau oxygénée peut être catalysée par les ions Fe^{3+} en solution aqueuse.

Au cours de cette transformation, la couleur orange des ions ferriques (Fe^{3+}) en solution disparaît puis réapparaît c'est-à-dire ont participé au transformation ont été régénérés en fin de réaction.

b. Catalyse hétérogène :

Une catalyse est dite hétérogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment plusieurs phases. Généralement le catalyseur est solide et les réactifs sont à l'état liquide ou gazeux.

La vitesse de la réaction augmente lorsque l'état de division du catalyseur augmente.

En effet, plus la surface de contact entre le catalyseur et les réactifs est élevée, et plus la réaction est rapide. On utilise généralement un catalyseur en poudre ou en mousse plutôt qu'en fil ou en lame.

Exemple :

La réaction de décomposition de l'eau oxygénée peut être catalysée par le platine solide en solution aqueuse.

Le platine n'est pas altéré par la réaction.

c. Catalyse enzymatique :

Le catalyseur est une enzyme, c'est-à-dire une protéine élaborée par un organisme vivant. Cette catalyse s'apparente à la fois à une catalyse homogène (le catalyseur et les réactifs du milieu biologique ne forment qu'une seule phase aqueuse) et à une catalyse hétérogène (par le mode d'action présence des site actif)

Une catalyse est dite enzymatique si le catalyseur est une enzyme. Généralement, une enzyme ne catalyse qu'une seule réaction chimique.

Une enzyme est une protéine élaborée par un être vivant qui contient un site actif.

Exemple :

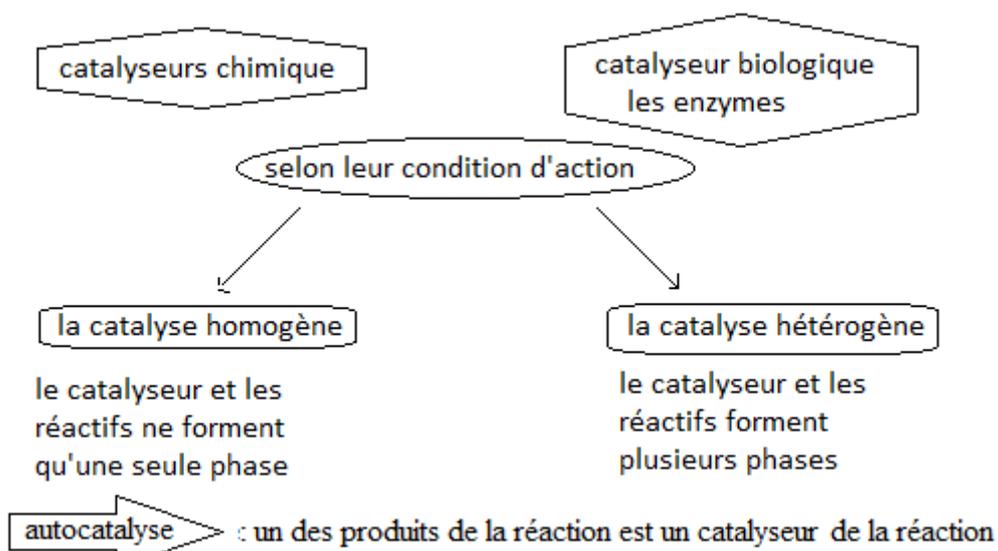
La réaction de décomposition de l'eau oxygénée peut être catalysée par la catalase, enzyme présente dans le sang ou dans le navet.

d. Autocatalyse :

Dans certains cas, un des produits de la réaction est un catalyseur de la réaction. Au fur et à mesure que le produit est formé, la vitesse de la réaction augmente. On dit que la réaction est auto-catalysée

Exemple :

La réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate et l'acide oxalique est catalysée par les ions manganèse formés au cours de la réaction.



Energie d'activation :**Définition :**

L'énergie d'activation est la quantité minimale d'énergie nécessaire aux particules pour réagir entre elles lorsqu'elles entrent en collision.

Généralités : deux facteurs interviennent spécifiquement au niveau des lois de vitesse pour une transformation chimique : le facteur pré-exponentiel, A , et l'énergie d'activation, E_a l'expression classique de la constante de vitesse est :

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

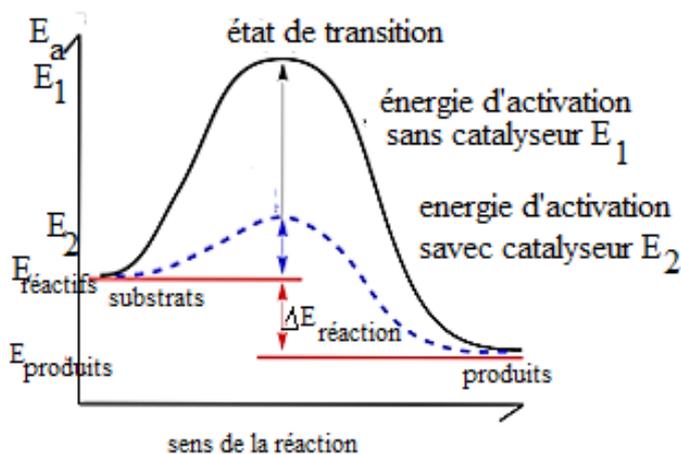
A la réaction $A + b \rightarrow A - B$ est associée une énergie d'activation E_1

La même réaction en présence d'une espèce catalytique C s'écrit :

$A + B + C \rightarrow A - B + C$ est effectué avec l'énergie d'activation E_2

Le mode d'action de C n'importe pas, on observe une augmentation de la vitesse de formation de produit $A - B$

“On modifiera la barrière de potentiel si E_a augmente la barrière s'élevée et la constante de vitesse décroît inversement”

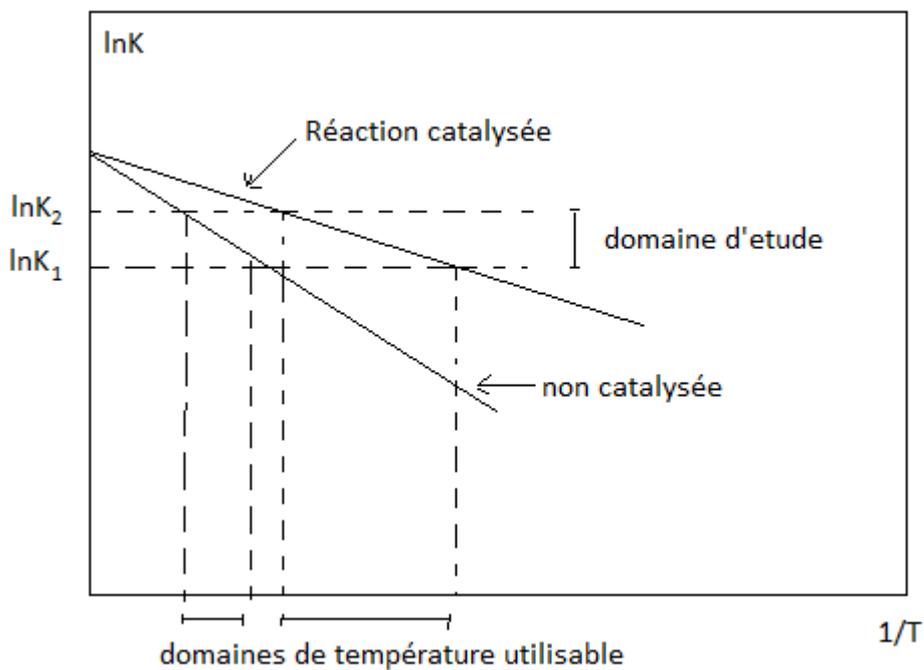


Le mécanisme de la catalyse sous l'effet d'un catalyseur, la constante de vitesse K augmente.

$$\text{Loi d'Arrhenius } \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

E_a : Énergie d'activation $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

A : facteur de fréquence sans unité dépend de celle k qui dépend de l'ordre de la réaction.



$$\Delta E = E_P - E_R$$

$\Delta E < 0$ Réaction exothermique

$\Delta E > 0$ Réaction endothermique

Calcul de l'énergie d'activation E_a :

Deux cas pour calculer l'énergie d'activation.

Première cas : je connu k pour deux température différentes

Ainsi

$$k(T_1) = k_1 = Ae^{-E_a/RT_1}$$

$$k(T_2) = k_2 = Ae^{-E_a/RT_2}$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{Ae^{-E_a/RT_1}}{Ae^{-E_a/RT_2}} = e^{-E_a/RT_2 - (-E_a/RT_1)}$$

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$E_a = \frac{R \ln \frac{k_1}{k_2}}{\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}}$$

Deuxième cas :

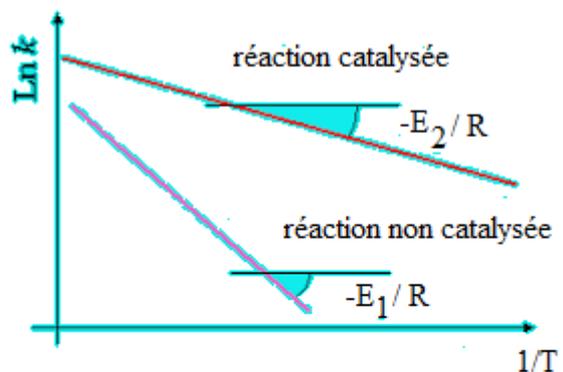
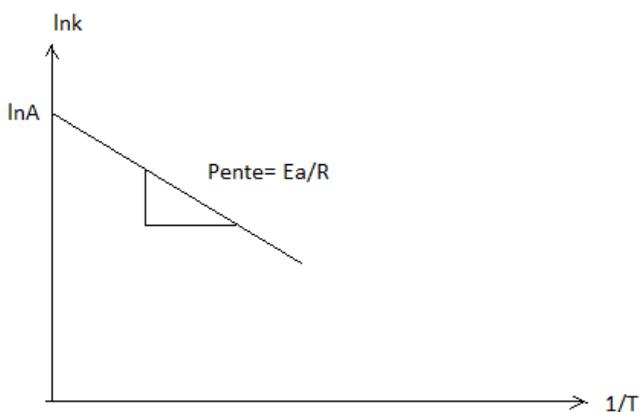
$$k(t) = Ae^{-E_a/RT}$$

$$\ln k = \ln(Ae^{-E_a/RT})$$

$$\ln k = \ln A + \ln e^{-E_a/RT}$$

$$y = \ln k, x = \frac{1}{T}$$

$$y = \ln A - \frac{E_a}{R}$$

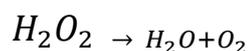


Influence sur la vitesse de réaction :

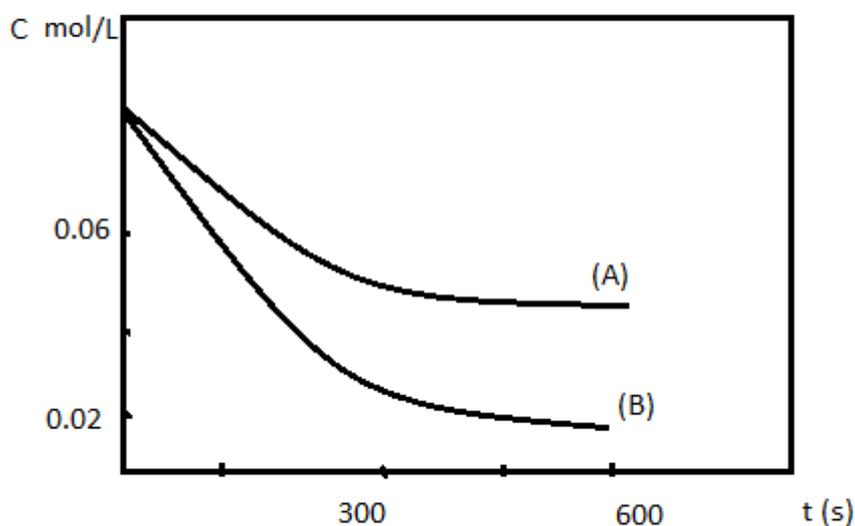
La courbe A ci-contre représente l'évolution de la concentration molaire en eau oxygénée au cours du temps, à une température de 30°

On obtient la courbe B lorsqu'on ajoute un catalyseur (platine par exemple), dans les mêmes conditions expérimentales.

L'eau oxygénée se décompose lentement. Au cours de cette transformation, il se forme de l'eau et de l'oxygène gazeux selon l'équation :

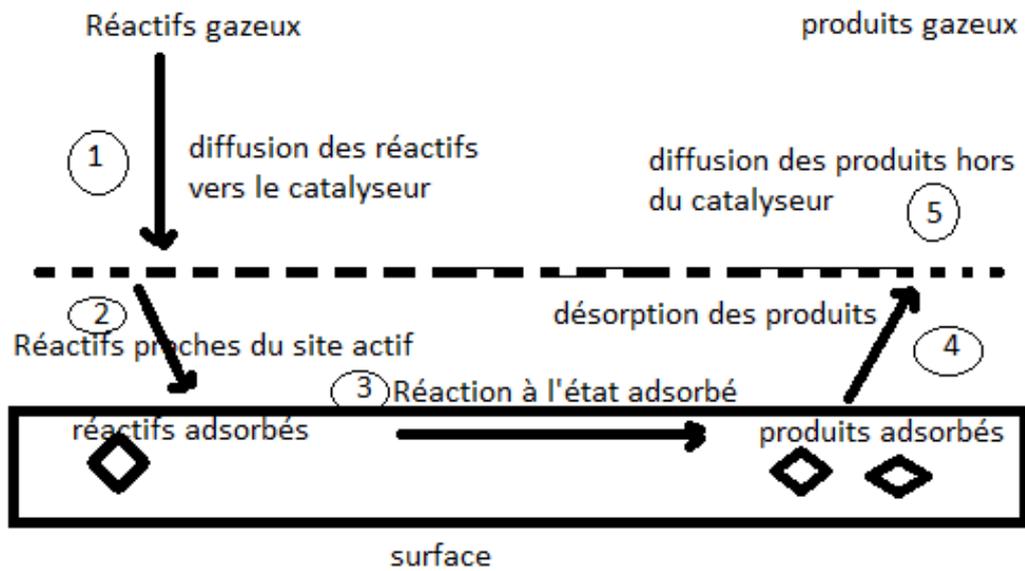


On remarque que la quantité d'eau oxygénée décroît rapidement en présence d'un catalyseur que sans catalyseur. La vitesse d'une réaction augmente en présence d'un catalyseur.

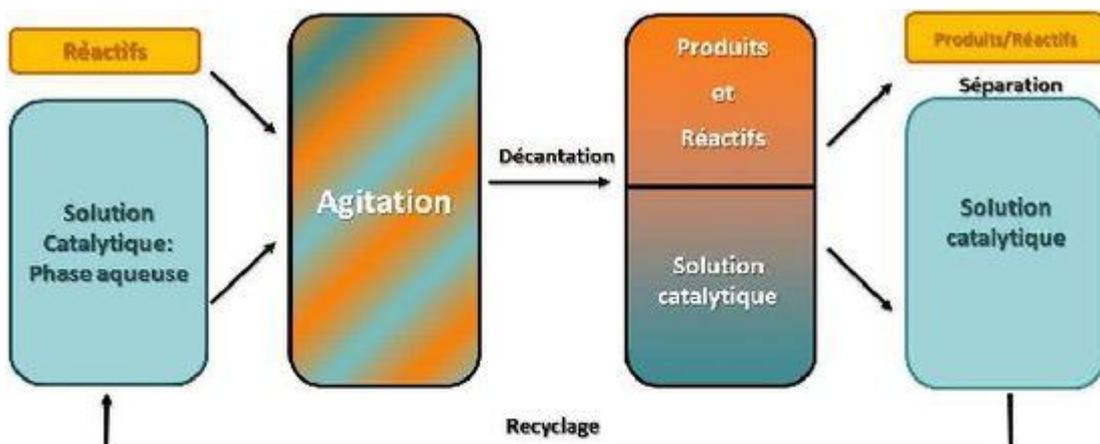


Les étapes d'une réaction catalytique :

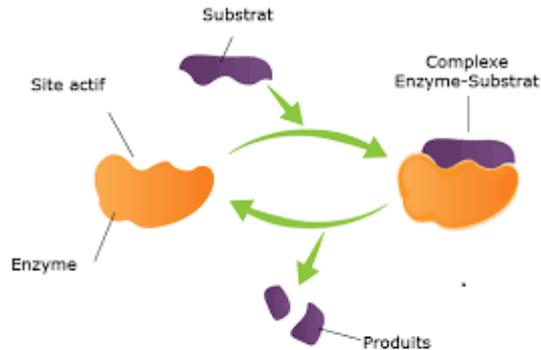
- Catalyseur un solide



- Catalyseur une poudre :



- Catalyseur un enzyme :

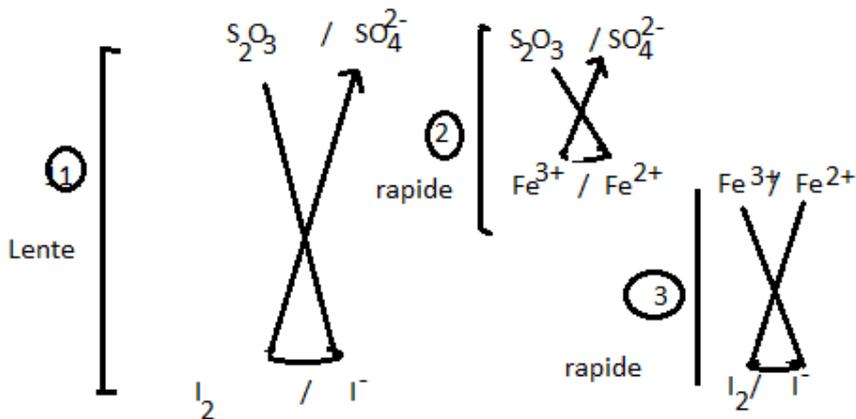


Rôle du catalyseur :

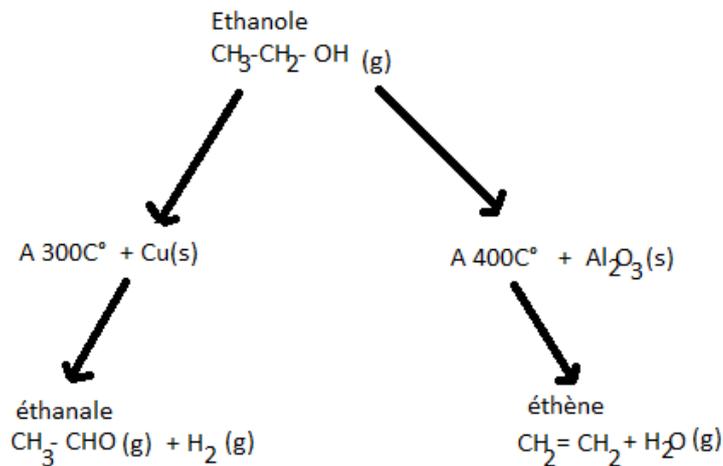
1. Fonctionnement :

S_2O_3/SO_4^{2-} En présence de I_2/I^- c'est réaction lente en présence d'un catalyseur Fe^{2+} devient rapide. Schémas sous-dessous

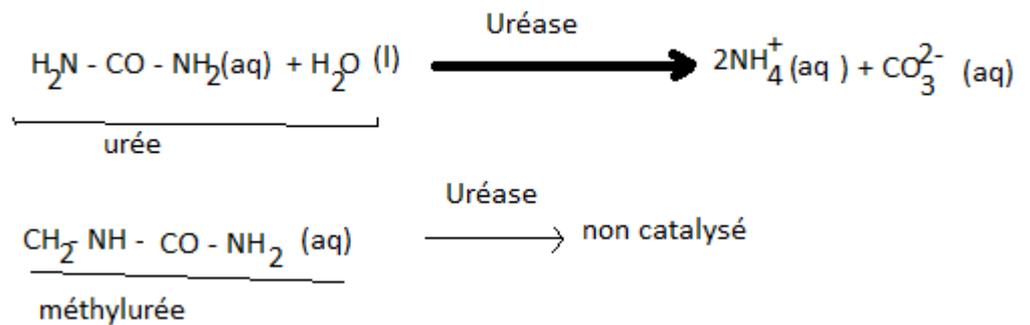
- 1- Réaction lente
- 2- Réaction rapide et consommation de catalyseur
- 3- Réaction rapide avec récupération du catalyseur



2. Sélectivité :



3. Spécificité :



Intérêt des catalyseurs dans le domaine industriel et le milieu biologique :

Catalyse dans le domaine industriel :

Une des principales applications de la catalyse dans le domaine industriel est :

La dépollution des gaz d'échappements.

Le raffinage pétrolier.

Les traitements des eaux.

La production de dihydrogène.

La production des biocarburants

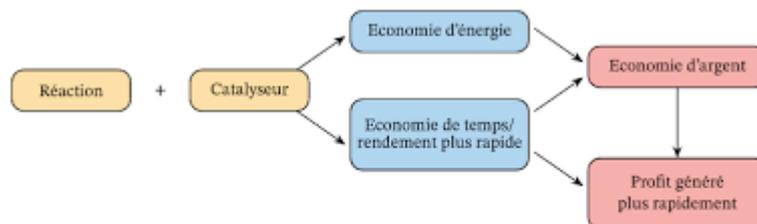
Le recyclage chimique des matières plastiques

La réaction de polymérisation

- *Les intérêts de l'utilisation des catalyseurs dans l'industrie chimique sont nombreux :*

Utilisation plus faible de réactifs et création de moins couteux en matières premières et plus écologique.

Les réactions sont plus rapides et permettent de faire des économies d'énergie.



Catalyse dans le domaine biologique

Les enzymes sont des protéines qui interviennent dans les réactions métaboliques des organismes vivants.

Chaque réaction est catalysée par une unique enzyme, qui est constituée d'un site actif propre au substrat. Le substrat est transformé en produits.

Comment un catalyseur modifie le chemin réactionnel :

Formation de liaison avec les réactifs

Rapprochement des réactifs.