

Nom : _____ Groupe : _____

Date : _____

CHIMIE 5^e secondaire **LA VITESSE DE RÉACTION, partie 2**

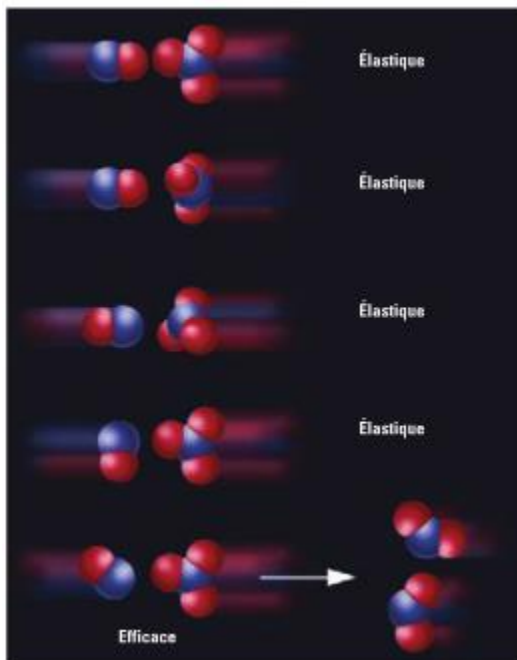
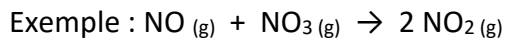
LA THÉORIE DES COLLISIONS

La théorie des collisions permet d'expliquer la vitesse des réactions à l'échelle particulaire.

Dans une **collision élastique**, les particules de réactif se heurtent les unes aux autres et il n'y a aucune réaction.

Dans une **collision efficace**, les particules de réactifs se heurtent et entraînent une réaction qui les transforme en particules de produit.

Pour qu'une collision entre des particules de réactif soit efficace, elle doit répondre à deux critères : Les particules de réactif doivent présenter une orientation appropriée. Les particules de réactif doivent avoir une énergie de collision égale ou supérieurs à l'énergie d'activation de la réaction.

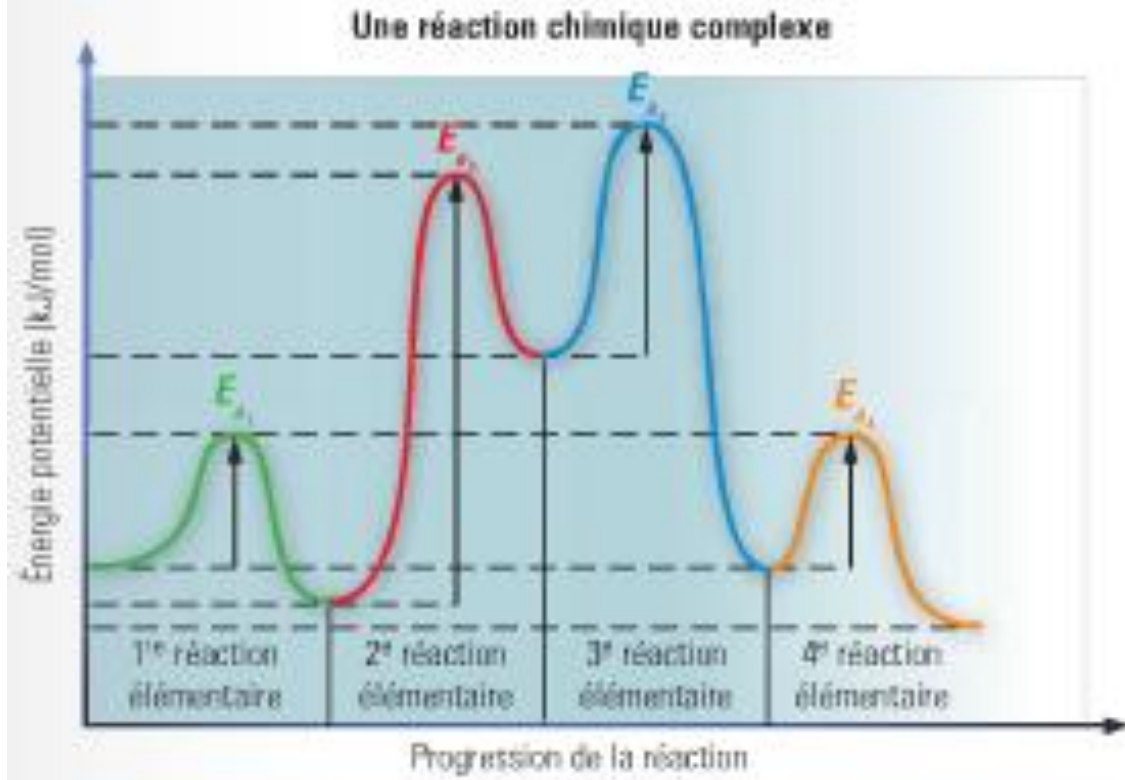


Rappel :

Mécanisme d'une réaction (mécanisme réactionnel)

L'étape dont le niveau d'énergie du complexe activé est le plus élevé est l'étape la plus lente. L'étape la plus lente détermine la vitesse de la réaction globale.

Exemple :

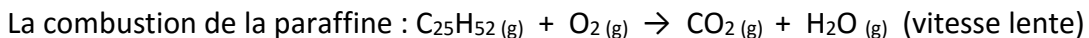
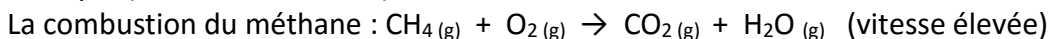


LES FACTEURS QUI INFLUENCENT LA VITESSE DE RÉACTION

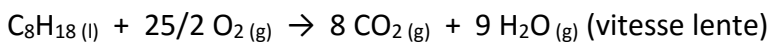
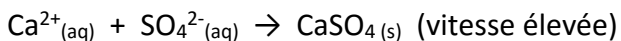
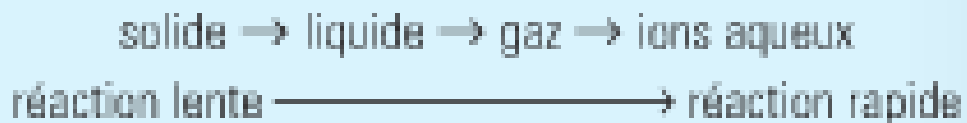
Les facteurs qui influencent la vitesse de réaction sont : la nature des réactifs, la surface de contact du réactif, la concentration des réactifs et la loi des vitesses de réaction, la température du milieu réactionnel et les catalyseurs.

La nature des réactifs, c'est-à-dire la phase dans laquelle se trouvent les réactifs, ainsi que le nombre et la force des liaisons qu'ils contiennent influencent la vitesse de réaction.

Exemple (nombre de liaisons) :



Exemple (la phase des réactifs) :



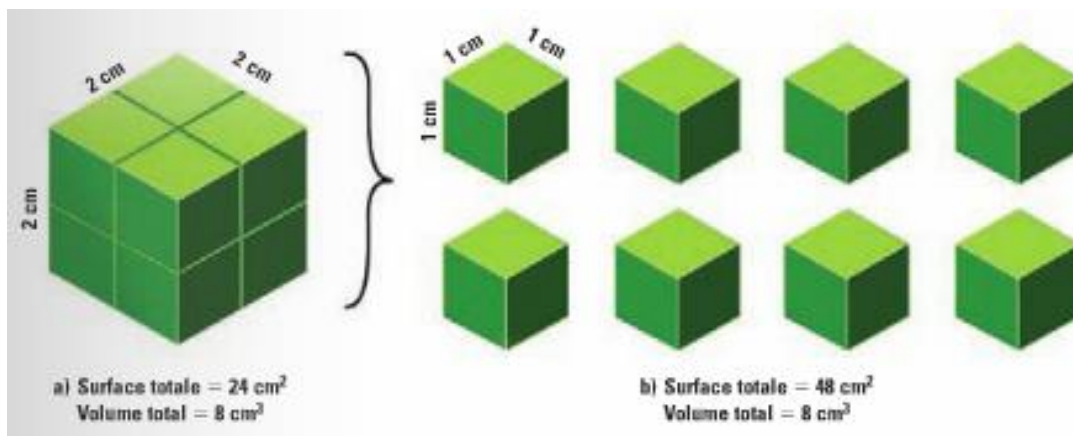
La surface de contact du réactif, augmente la vitesse de réaction.

Exemple :

Combustion du bois fendu en petits morceaux (vitesse élevée)

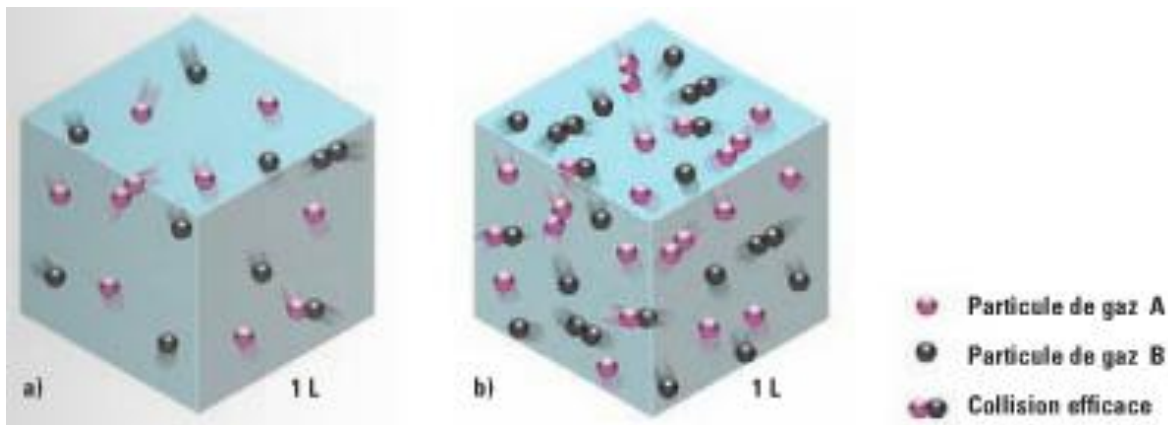
Combustion du bois non fendu (vitesse lente)

Lorsqu'un solide est divisé en particules plus fines, la surface de contact est plus grande et le nombre de collisions augmente, ce qui fait réagir les substances plus rapidement.



La concentration des réactifs a une influence sur la vitesse de réaction : généralement, plus la concentration des réactifs est élevée, plus la vitesse de réaction est grande. Il est possible d'exprimer quantitativement cette influence par une relation mathématique appelée **loi des vitesses** de réaction.

Exemple : Réaction hypothétique $A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow AB$



Une augmentation de la concentration d'un réactif a pour effet d'augmenter le nombre de collisions, par conséquent, le nombre de collisions efficaces.

La **loi des vitesses** de réaction est une relation mathématique entre la vitesse de réaction et la concentration des réactifs. Dans le cas d'une réaction élémentaire, cette loi dépend des coefficients stœchiométriques des réactifs présents dans l'équation balancée.

Loi des vitesses de réaction :

Réaction hypothétique : $aA + bB \rightarrow cC$

La loi sera $v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$ où v = vitesse de réaction en (mol/(L·s)), k = constante de vitesse, $[A]$, $[B]$ en (mol/L), a , b = coefficients stœchiométriques des réactifs.

Exemple : $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$

La loi des vitesses est : $v = k \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3$

N.B. : On ne considère pas la phase solide ou liquide.

Exemple : $CaCO_{3(s)} + 2 HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(g)}$

La loi des vitesses est : $v = k \cdot [HCl]^2$

Exemple A : À une température donnée, deux ions aqueux A et B se combinent avec une vitesse de réaction (v_1) exprimée de la façon suivante : $V_1 = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^3$
Comment la vitesse varie-t-elle si on double la concentration des deux réactifs sans changer la température ? Exprimez la nouvelle vitesse (v_2) en fonction de la vitesse initiale.

Exemple B : Deux gaz C et D se combinent avec une vitesse de réaction de 1,8 mol/(L·s) dans un contenant d'un litre maintenu à température constante selon l'équation suivante : $2 C + D \rightarrow E$
Si la concentration de C est de 0,50 mol/L et celle de D, de 1,0 mol/L, quelle est la valeur de la constante de vitesse de cette réaction élémentaire à cette température ?

Exemple C : On considère les deux gaz de l'exemple B. Qu'advient-il de la vitesse de réaction si le volume du contenant dans lequel on a combiné ces deux gaz est diminué de moitié ?

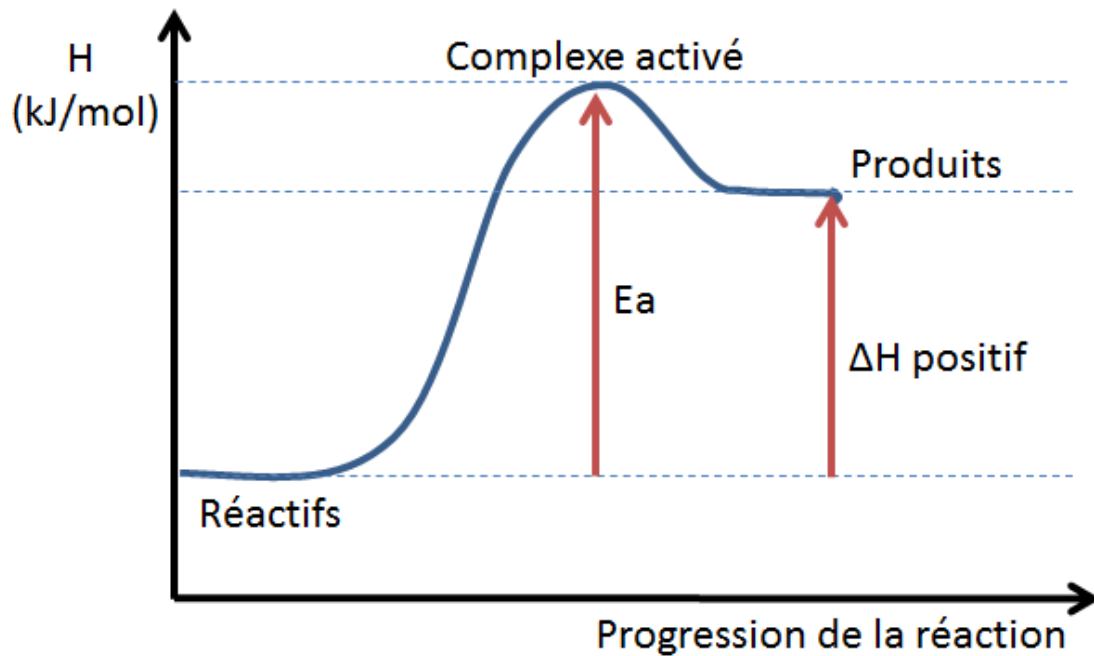
La **température** du milieu réactionnel augmente la vitesse de réaction. L'influence de la température s'explique avec la **théorie des collisions**. En effet, plus la température est élevée, plus il y a un risque de collisions (car plus d'agitation des molécules) donc plus de possibilités d'avoir des collisions efficaces et par conséquent, l'augmentation de la vitesse de réaction.

Température et diagrammes ...

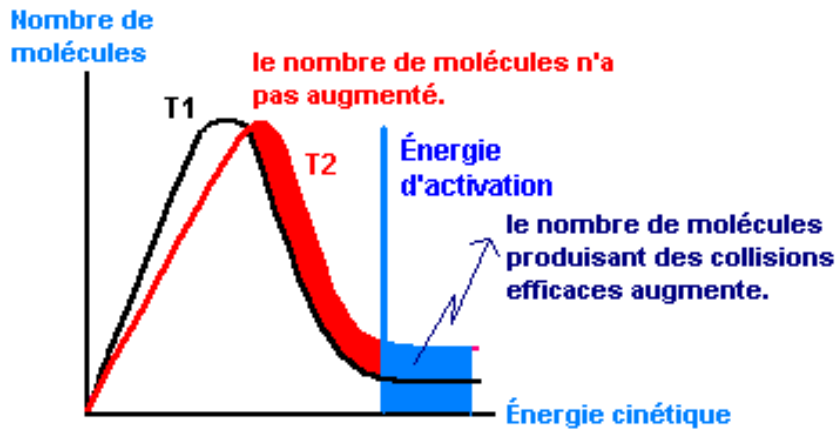
Rappel

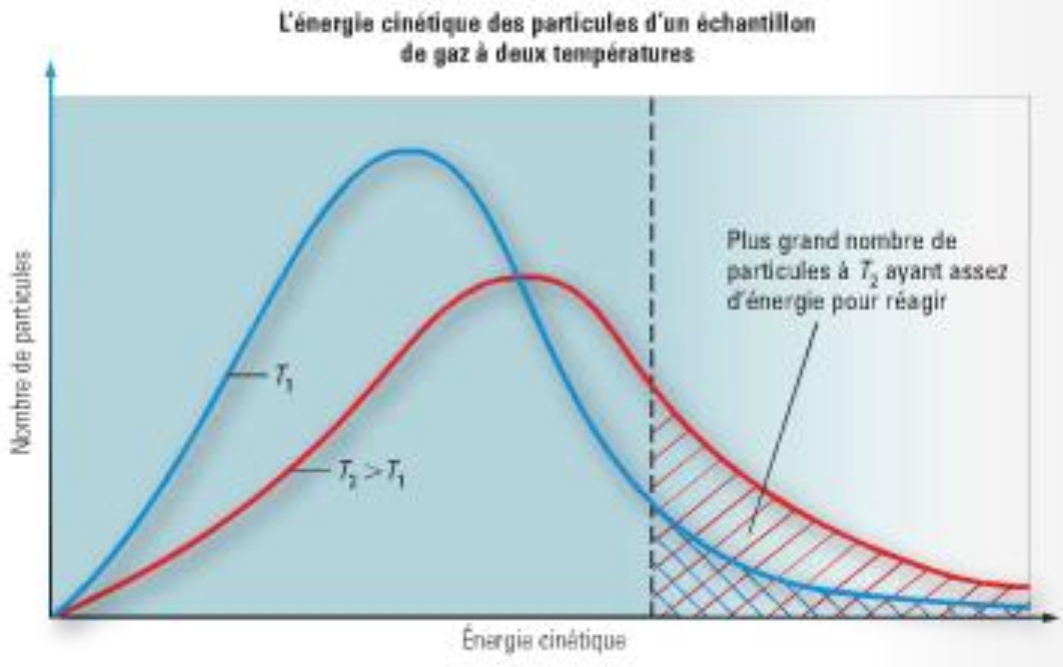
Diagramme énergétique d'une réaction :

Enthalpie en fonction de la progression de la réaction dans le temps



On peut faire la distribution de Maxwell permettant de représenter à l'aide d'un diagramme le nombre de particules en fonction de l'enthalpie.

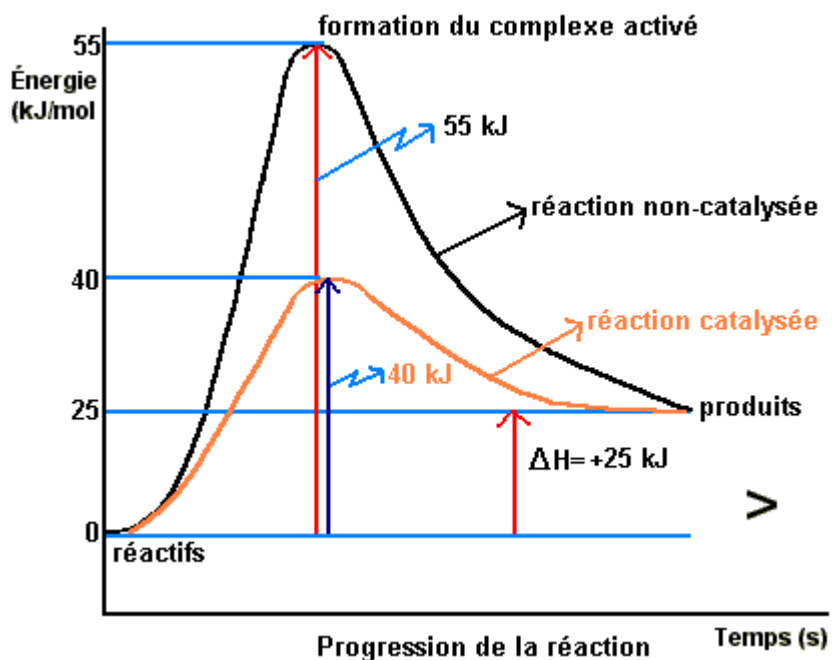




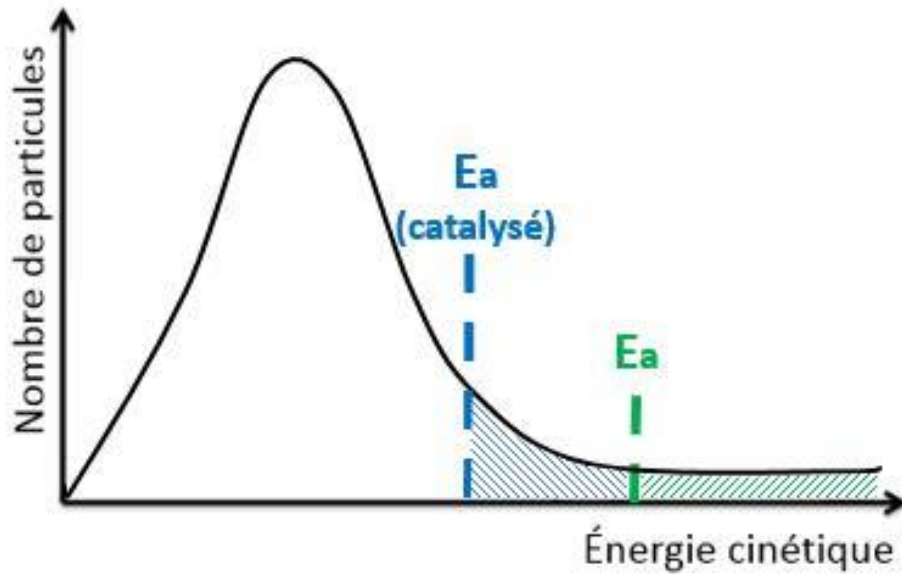
Les catalyseurs sont des substances qui augmentent la vitesse de réaction sans changer le résultat de la transformation et sans être consommée par la réaction. Le rôle d'un catalyseur est **d'abaisser la barrière d'énergie** (E_a) d'une réaction de façon qu'un plus grand nombre de particules de réactif aient l'énergie nécessaire pour réagir.

Diagramme énergétique d'une réaction :

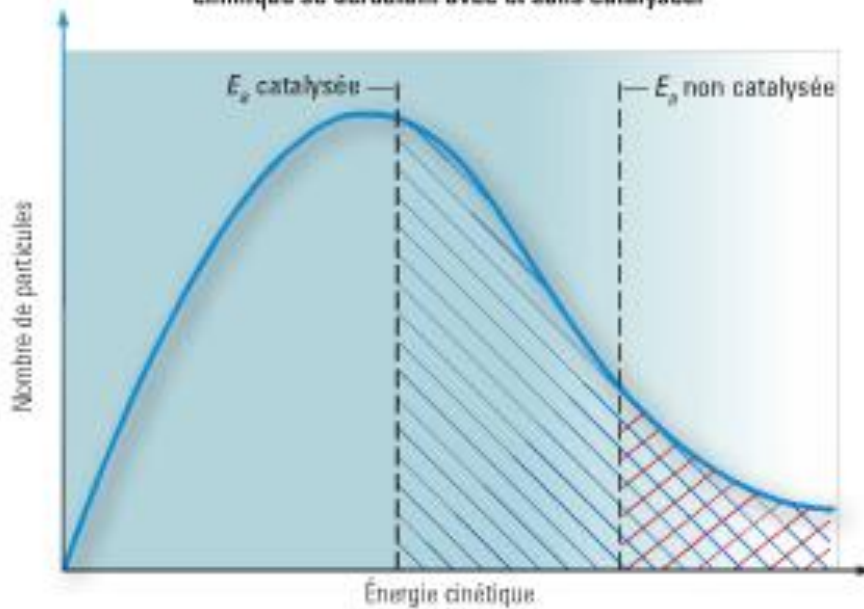
Enthalpie en fonction de la progression de la réaction dans le temps



On peut faire la distribution de Maxwell permettant de représenter à l'aide d'un diagramme le nombre de particules en fonction de l'enthalpie.



L'énergie cinétique des particules de réactif d'une réaction chimique se déroulant avec et sans catalyseur



- Particules ayant assez d'énergie pour réagir dans la réaction non catalysée
- Particules ayant assez d'énergie pour réagir dans la réaction catalysée