

# La réactivité en chimie

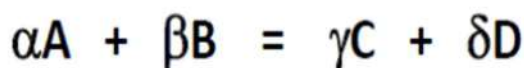
Allez c'est parti pour la partie 2 !

## II – LA RÉACTIVITÉ EN CHIMIE ORGANIQUE

Une molécule est une structure qui correspond à un agencement spatial bien défini des atomes qui la composent. Toutefois, cet agencement n'est pas immuable et peut être modifié par des réactions.

♥ **Réaction chimique** : modification de l'agencement spatial des atomes des molécules par une grande instabilité ou un choc avec une autre molécule.

On la représente généralement sous forme d'une équation telle que :



où A et B sont appelés **réactifs**  
C et D sont appelés **produits**  
 $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  et  $\delta$  sont les **coefficients stœchiométriques**

Cette représentation est très théorique :

On a 2 espèces A et B (**les réactifs**) qui vont réagir ensemble pour donner 2 autres espèces C et D (**les produits** de la réaction). Chacun de ces produits et réactifs possède des coefficients permettant d'équilibrer la réaction : les coefficients stœchiométriques.

L'évolution de ce système chimique (le passage des réactifs aux produits) est globalement dirigée par 2 domaines fondamentaux :

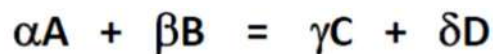
- **La thermodynamique** chimique : qui traite des changements d'énergie et d'entropie
- **La cinétique** : qui concerne la vitesse à laquelle le système évolue

On aura donc pour toutes les réactions, un paramètre cinétique et thermodynamique.

## A) ASPECTS THERMODYNAMIQUES



Pour tout système chimique en évolution on définit un **quotient de réaction  $Q_r$**  qui dépend des **activités** des réactifs et des produits au sein du système.



$$Q_r = \frac{a_{(C)}^{\gamma} \times a_{(D)}^{\delta}}{a_{(A)}^{\alpha} \times a_{(B)}^{\beta}}$$

Mais cam, c'est quoi « l'activité » ??

En fonction de l'état de la matière l'activité change :

- **Solide** : l'activité vaut 1
- **Liquide** : l'activité correspond à la concentration
- **Gazeux** : l'activité correspond à la pression partielle

La plupart des réactions sont des **transformations thermodynamiquement renversables** +++ et si on attend suffisamment longtemps on atteint un état d'équilibre ou  **$Q_r = K$**  (avec  $K$ , la constante d'équilibre)

C'est très théorique, pour ramener à des choses plus expérimentales, on va voir que cet équilibre est caractérisé par la variation de **l'enthalpie libre standard  $\Delta_R G^\circ$**  (ou enthalpie de Gibbs) pour cette réaction :

$\Delta_R G^\circ$  : enthalpie libre standard

$R$  : constante des gaz parfaits

$T$  : température en Kelvin

$K$  : constante d'équilibre

$$\Delta_R G^\circ = - R \times T \times \ln(K)$$

A température constante,  $R$  et  $T$  sont des constantes, et  $\Delta_R G^\circ$  ne dépend que de  $K$ .

→ Ce  $\Delta_R G^\circ$  va décrire une différence d'énergie entre l'état final et l'état initial.

Plus  **$K$  est grande**, plus  $\Delta_R G^\circ$  sera **négatif** : l'état final sera plus bas en énergie que l'état initial :

☞ La réaction est favorable (si votre  $\Delta_R G^\circ$  est négatif, on a la réaction qui se retrouve favorable)

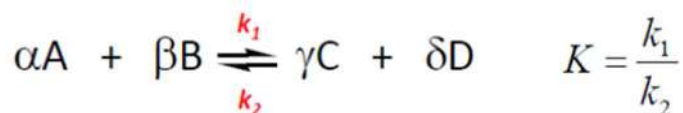
D'après la loi suivante :  **$\Delta_R G^\circ = \Delta_R H^\circ - T \times \Delta_R S^\circ$**  il faut prendre en compte le facteur enthalpique  $H$  (traduit les forces de liaison) mais aussi entropique  $S$  (désordre). Plus on va vers un système ordonné, plus on diminue l'entropie.

## B) ASPECTS CINÉTIQUES



Pour chaque équilibre on aura une constante de vitesse :  **$k_1$**  ou  **$k_2$** .

La constante d'équilibre du système  $K$  correspond au quotient des constantes de vitesses  **$k_1$**  et  **$k_2$** .



Les constantes de vitesse  $k_1$  et  $k_2$  correspondent simplement à :

- $k_1$  : constante qui influence la vitesse de formation des produits
- $k_2$  : constante qui influence la vitesse de formation des réactifs

La constante de vitesse  **$k$**  rentre dans la loi de vitesse de la réaction considérée, selon :

- **$v=k[A][B]$**  : pour une réaction BI-moléculaire (d'ordre 2) → la vitesse dépend de la concentration des 2 réactifs
- **$v=k[A]$**  : pour une réaction MONO-moléculaire (d'ordre 1) → la vitesse dépend de la concentration d'1 seul des 2 réactifs

→ Plus  **$k$**  est grand, plus la réaction sera rapide.

Or, toute constante de vitesse s'exprime à travers la loi d'Arrhenius :

<b>A</b>	facteur pré exponentiel ( <i>constante qui dépend de la fréquence de collision et du facteur stérique</i> )
<b>Ea</b>	énergie d'activation ( <i>l'énergie qu'il faut apporter au système pour atteindre l'état de transition, vu plus loin</i> )
<b>R</b>	constante des gaz parfaits ( $8,314 \text{ J.mol.K}^{-1}$ )
<b>T</b>	température en Kelvin

$$k = Ae^{\frac{-Ea}{RT}}$$

Plus **Ea** est élevée, plus  $k$  est petite = plus la réaction est lente

Ea est propre à une réaction donnée. Pour une réaction donnée, Ea ne change pas !

- ♀ Il faudra apporter plus d'énergie pour atteindre l'état de transition, qui dit plus d'énergie dit plus d'efforts. Quand on fait un effort plus important on est généralement plus lent. Ex : tu dois courir 10m normalement / on rajoute une difficulté : tu dois courir 10m avec un sac de 20kg sur le dos = tu seras forcément plus lent.

→ Le seul paramètre que l'on peut modifier dans cette équation c'est la température

Une augmentation de **T** permettra d'accélérer la réaction

Une baisse de **T** conduira à son ralentissement

🔗 De nouveau c'est logique, l'augmentation de la température va augmenter l'agitation moléculaire, cela va favoriser les collisions, plus on a de collisions, plus on a de chances que les molécules réagissent entre elles. De plus si la fréquence des collisions augmente :  $A$  augmente aussi.

Une augmentation de la **taille** des molécules ou de **l'encombrement stérique** au niveau du site réactionnel aura tendance à ralentir la réaction (s'exprime à travers  $A$ ).

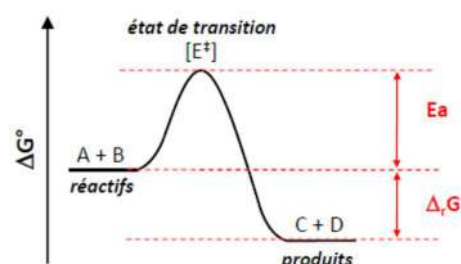
🔗 En effet, plus les molécules sont grosses, plus elles sont lourdes, donc c'est compliqué de les déplacer rapidement, la réaction est plus lente. De plus si elles sont très encombrées, il se peut que le site réactionnel ne soit pas facilement exposé lors des collisions, ainsi on aura moins de chance de le rencontrer et cette baisse de probabilité se traduit par un ralentissement.

🔗 Je précise avec cette police ce sont mes explications, mais c'est juste pour vous aider à retenir, il se peut que certaines choses ne soient pas liées, mais je les imaginai comme ça et ça m'aidait. Donc si ça peut aussi vous aider, je vous pose ça là 😊 + Voici un petit récap :

😊 Réaction accélérée 😊	😞 Réaction ralentie 😞
Augmentation de température	Diminution de température
Diminution de la taille des molécules	Augmentation de la taille des molécules
Diminution de l'encombrement stérique	Augmentation de l'encombrement stérique
Diminution de $E_a$	Augmentation de $E_a$

### C) PROFILS RÉACTIONNELS

Si on regarde la réaction d'un point de vue énergétique : On a vu que dans une réaction, les réactifs de l'état initial avaient une énergie et conduisaient à des produits avec une certaine énergie à l'état final.



Avant de passer des réactifs aux produits, il va falloir apporter suffisamment d'énergie (de l'ordre d' $E_a$ ) c'est donc un **paramètre cinétique**.

La cinétique de la réaction se traduit donc par l'existence d'une **barrière à franchir** pour passer aux produits. On appelle cette barrière : **l'état de transition  $E^\ddagger$** . Il n'est ni isolable, ni caractérisable car trop haut en énergie, il est instable. La **barrière d'énergie microscopique associée vaut  $E_a$**  (l'énergie d'activation)

♥ **Etat de transition  $E^\ddagger$**  : barrière à franchir pour passer aux produits, il n'est ni isolable, ni caractérisable.

- La différence d'énergie entre **réactif** et **état de transition  $E^\ddagger$**  aura une influence sur la **cinétique** de la réaction
- Tandis que, la différence d'énergie entre **réactifs** et **produits  $\Delta_R G$**  aura une influence sur la **thermodynamique** de la réaction.

♥ **L'énergie d'activation  $E_a$**  : différence entre les **réactifs** et l'**état de transition  $E^\ddagger$** .

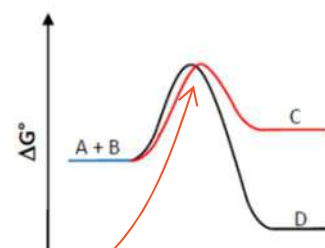
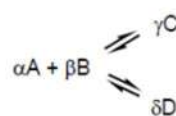
On a donc nos 2 composantes d'une évolution de réaction :  $\Delta_R G$  et  $E_a$

On peut rencontrer différents cas :

#### Cas 1 :

Dans une réaction un peu plus simple avec 2 réactifs qui vont réagir entre eux pour donner un produit.

Par exemple : le produit C ou D



Si on a la **même énergie d'activation  $E_a$**  (on remarque que l'état de transition est au même niveau pour les 2 voies).

Entre la voie  $A+B \rightarrow C$  et  $A+B \rightarrow D$  on a le même état de transition, ainsi, la voie est identique au départ pour les deux réactions.

⇒ **La cinétique de la réaction est identique dans les deux voies !**

Par contre, dans la voie qui conduit au produit C on constate que l'énergie des produits est supérieure à l'énergie des réactifs, tandis que le produit D son énergie est inférieure aux réactifs.

Lorsque :

- $\Delta_R G$  positif → réaction endergonique
- $\Delta_R G$  négatif → réaction exergonique

Evidemment on va chercher à former le produit le plus stable, le moins haut en énergie, c'est donc la voie conduisant à D qui sera favorisée.

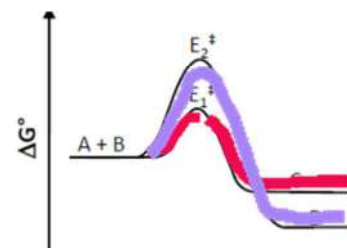
⇒ **A  $E_a$  égale, la réaction D sera thermodynamiquement favorisée**

## Cas 2 :

On a ici des Ea différentes (Ea1 pour la voie C et Ea2 pour la voie D).

L'état de transition n'est plus au même niveau

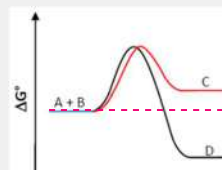
- **Ea2 > Ea1 : la voie conduisant à C est donc cinétiquement favorisée**, la voie conduisant à D est en revanche défavorisée (l'énergie qu'il faut lui apporter pour atteindre Ea2 est trop importante).
- La voie conduisant à **D présente un  $\Delta_R G$  plus négatif** que celle conduisant à C, elle sera donc **thermodynamiquement favorisée**.



Ici on a tout de même les 2 produits de réactions qui ont des  $\Delta_R G$  négatifs, ce sont 2 réactions exergoniques.

Pause minute : comment sait-on si le  $\Delta_R G$  est négatif ?  
 Simplement vous regardez si l'énergie des produits est inférieure ou supérieure à celle des réactifs.

- Si l'énergie est inférieure : exergonique (D) 😊
- Si l'énergie est supérieure : endergonique (C) ☹️



Si la différence **d'enthalpie libre  $\Delta_R G$**  entre les 2 voies n'est pas importante et que dans tous les cas le  **$\Delta_R G$  est négatif**, les deux voies seront **thermodynamiquement favorisées**. Cependant la **voie menant à C** sera encore **+ favorisée** car elle sera préférée au niveau **cinétique**.

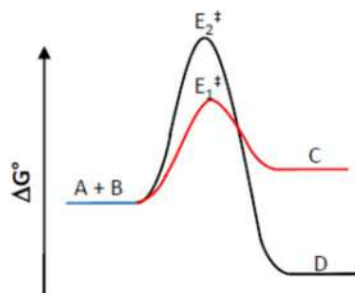
⇒ la voie C aura une réactivité beaucoup plus forte.

💡 Qu'est-ce que ça veut dire ?

Si on a l'énergie des produits C et D qui est assez similaire, on va alors comparer les deux voies plus tôt, au niveau de l'état de transition, si les états de transitions ont des énergies différentes, alors on choisira celle avec l'Ea la plus faible, c'est la raison pour laquelle dans ce cas-là on favoriserait la voie C qui est cinétiquement favorisée (de par son Ea inférieure à celle de la voie D)

## Cas 3 :

Ici tous les paramètres sont différents.



Voie	C	D
Thermodynamique	$\Delta_R G$ positif → défavorisée	$\Delta_R G$ négatif → favorisée
Cinétique	$E_{a1} < E_{a2}$ → favorisée	$E_{a2} > E_{a1}$ → défavorisée

Cependant, pour la voie C on a le  $\Delta_R G$  qui est positif, c'est **beaucoup plus compliqué d'amener à des produits dont l'énergie est supérieure aux réactifs**.

→ Malgré tout, on aura donc la voie D qui sera plutôt favorisée sur la C

Si on veut encore plus **favoriser la voie D**, il suffit d'**augmenter la température**, on va diminuer le rapport K (Cf. la loi d'Arrhenius) et donc plus facilement (et plus rapidement, et oui c'est un contrôle cinétique !) franchir la barrière d'activation.

En effet, on peut exercer un contrôle de l'évolution de la réaction en jouant sur la température :

- **Augmentation de température** →  $E^{\ddagger}$  sera plus facilement franchi pour aller vers le produit D qui est le plus stable (car moins élevé en énergie)
- **Baisse de température** → favorise la voie la moins demandeuse en énergie (d'activation  $E_a$ ), donc ici la voie C

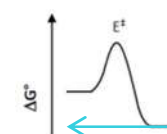
D) POSTULAT DE HAMMOND

La connaissance du niveau énergétique des états de transition est indispensable pour connaître la cinétique de la réaction. **Ces états ne pouvant être isolés, on ne peut pas définir leur structure et donc classer leur stabilité.**

Ces états de transition ne peuvent être connus, mais on peut émettre des **suppositions** pour savoir à quoi ils ressemblent.

Dans une réaction sans IR (intermédiaire réactionnels) :

$E^{\ddagger}$  sera structurellement proche des **réactifs** dans une réaction **exergonique**

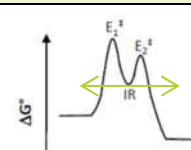


$E^{\ddagger}$  sera structurellement proche des **produits** dans une réaction **endergonique**



Dans une réaction avec IR :

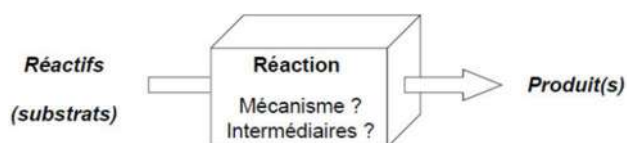
$E^{\ddagger}$  sera structurellement proche des **IR** dans tous les cas.



**Postulat de Hammond** : « *la structure de l'état de transition se rapprochera de celle de la molécule isolable la plus proche en énergie* » ++++

① **ATTENTION** : ne pas confondre les IR (isolables + caractérisables) des E<sup>‡</sup>

♥ **Réaction** : rupture de certaines liaisons et formation de nouvelles liaisons (π ou σ), on modifie donc l'arrangement des atomes.  
Obtention de **l'arrangement le plus stable** des atomes en présence compte tenu des conditions.

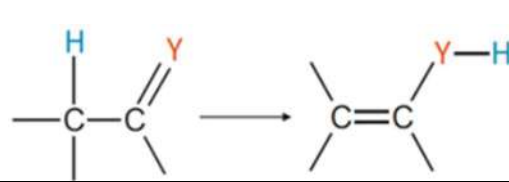


On peut classer les réactions soit par type de mécanisme, soit par type de réactions :

**Principales catégories de réactions chimiques :**

<p><b>Substitution</b> (type de mécanisme)</p>	<p>→ Un groupement en <b>remplace</b> un autre <b>sans modifier la nature</b> des liaisons</p> <div style="text-align: center;"> </div> <div style="text-align: right; border: 1px solid gray; padding: 2px;">             Rupture σ C-X Formation σ C-Y         </div>
<p><b>Addition</b> (type de mécanisme)</p>	<p>→ Un système <b>π</b> est <b>rompu</b> au profit de <b>2 liaisons σ</b> formées</p> <div style="text-align: center;"> </div> <div style="text-align: right; border: 1px solid gray; padding: 2px;">             Rupture π C=C Formation σ C-X et σ C-Y         </div>
<p><b>Elimination</b> (type de mécanisme)</p>	<p>→ <b>Rupture de liaisons σ</b> et <b>formation d'un système π</b></p> <div style="text-align: center;"> </div> <div style="text-align: right; border: 1px solid gray; padding: 2px;">             Rupture σ C-H et σ C-X Formation π C=C <i>C'est l'inverse de l'addition</i> </div>



<b>Réarrangement ou transposition</b> <i>(type de mécanisme)</i>	<p>→ On garde la même formule brute mais <b>on modifie le squelette carboné</b></p> 
<b>Acido-basique</b> <i>(type de réaction)</i>	<p>→ Elle correspond le plus souvent à un <b>échange de protons H<sup>+</sup></b> (transfert protonique)</p> $B^{\ominus} + H-A \longrightarrow B-H + A^{\ominus}$
<b>Oxydoréduction</b> <i>(type de réaction)</i>	<p>→ Elle modifie l'état d'oxydation de certains atomes dans la molécule. Elle fait appel à 2 couples redox</p>


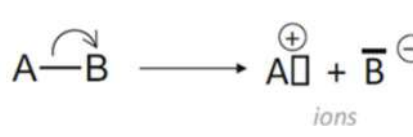
### III – MÉCANISMES RÉACTIONNELS

On appelle mécanisme de réaction la description complète des mouvements d'électrons qui se produisent lors du passage du réactif au produit. Un mécanisme décrit dans le détail comment se déroule chaque étape d'une transformation chimique.

Ceci inclut :

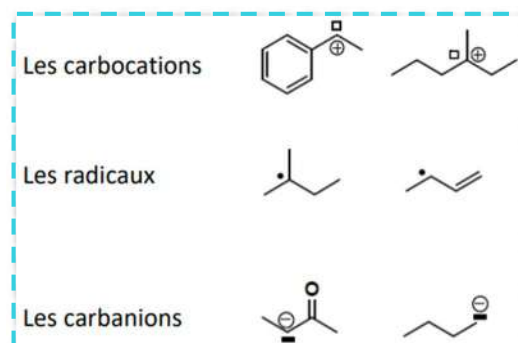
- Quelles liaisons ( $\pi$ ,  $\sigma$ ) sont rompues et dans quel ordre ?
- Quelles liaisons se forment et dans quel ordre ?
- Quelle est la nature des intermédiaires réactionnels et états de transition ?
- Quelles sont les vitesses relatives de chaque étape élémentaire ?

Si on regarde plus en détail la rupture de la liaison, on peut avoir 2 grands types de ruptures :

<p>▪ <b>Mécanisme homolytique :</b></p> <p>Passage par des espèces <u>radicalaires</u></p> <p>Chaque espèce récupère un électron de la liaison et on forme des <u>radicaux libres</u>.</p> <p>Chaque élément récupère donc <b>son électron</b>.</p> <p><u>Homo</u> : (même), chacun des atomes fait la même chose, il récupère son électron, c'est homo car c'est identique</p>	
<p>▪ <b>Mécanisme hétérolytique :</b></p> <p>Passage par des intermédiaires <u>ioniques</u> (<b>beaucoup + courante</b>). En raison de l'électronégativité, un des 2 espèces va récupérer les <b>2 électrons de la liaison</b>.</p> <p><u>Hétéro</u> : (différent), le mécanisme est différent entre les 2 atomes, l'un récupère 2 électrons, tandis que l'autre ne récupère rien.</p>	

## A) LES INTERMÉDIAIRES RÉACTIONNELS

Les mécanismes réactionnels font intervenir des **intermédiaires réactionnels** (à droite) ils vont permettre de déterminer le mécanisme de la réaction. En chimie organique, on rencontre **3 types**.



Savoir estimer leur stabilité permet souvent de déterminer quel chemin réactionnel a la plus forte probabilité d'être emprunté.

**Plus l'intermédiaire réactionnel est stable, plus le chemin réactionnel est favorisé.** La stabilité des IR peut être déterminée par examen des effets électroniques (mésomère et inductif) ++++

On a une rupture **hétérolytique** des carbanions, ou des carbocations, ce sont soit des espèces riches en électrons, soit des espèces déficitaires. Ou bien dans le cas des radicaux, des espèces radicalaires obtenues par rupture **homolytique**.

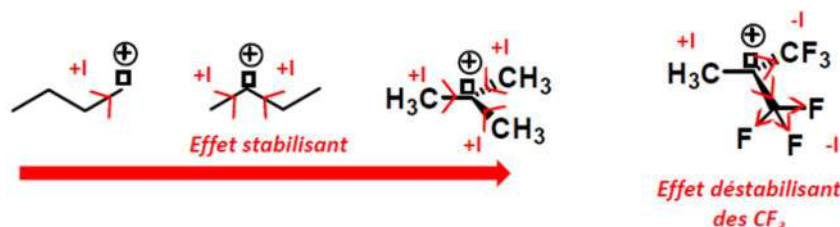
### LES CARBOCATIONS

😊 Dans le cas des carbocations, plus celui-ci sera substitué par des groupements alkyl plus il sera stable. En effet, plus on va leur apporter de densité électronique, plus on sera en mesure de combler leurs lacunes, et plus ils seront stables.

Classement de stabilité des carbocations :

**C<sup>+</sup> tertiaire** (tri substitué à des carbones) > **C<sup>+</sup> secondaire** > **C<sup>+</sup> primaire**

En effet, le carbocation primaire aura moins d'effets +I, donc recevra moins de densité électronique, on n'aura pas une aussi grande compensation du déficit électronique que pour un C<sup>+</sup> secondaire ou tertiaire.



😞 Par ailleurs, l'ajout de **groupements très électronégatifs** (ex : CF<sub>3</sub>) qui vont tirer les électrons (effet -I) vers eux, on va augmenter le déficit électronique et le **déstabiliser**.

Savoir estimer la stabilité d'un carbocation permet d'exprimer la probabilité d'un mécanisme réactionnel dans lequel il apparaît <-> effets électroniques

### ▪ Les carbanions :

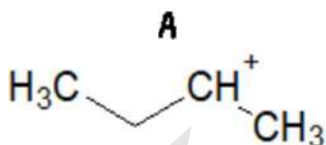
Dans le cas des carbanions c'est l'inverse, il va falloir compenser le surplus de densité électronique, donc **moins on aura de densité électronique**, plus on sera stable. Ainsi, plus celui-ci sera **substitué par des groupements alkyl** moins il sera stable.

Classement des carbanions du moins stable au plus stable :

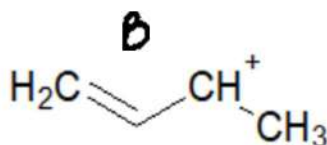
**C- tertiaire < C- secondaire < C- primaire**

#### ○ Exemple 1:

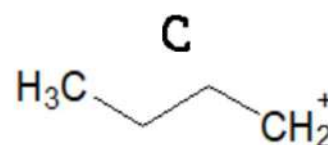
Si on regarde les 3 espèces suivantes, et qu'on demande de les classer par ordre de stabilité croissante. Il faut déterminer quels sont les C+ primaire, secondaire etc... et quels sont les effets électroniques qui favorisent la stabilité



➤ C+ secondaire :  
2 effets +I

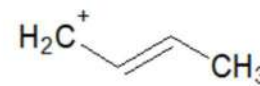
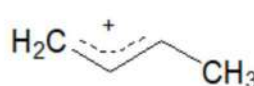


➤ C+ secondaire : 2 effets +I  
MAIS on a une double liaison : système  $\pi$ - $\sigma$ - $\pi$  : délocalisation des électrons possible.  
➤ On a un effet mésomère stabilisant



➤ C+ primaire :  
un seul effet +I,  
c'est l'espèce la moins stable

Si on réécrit la molécule du milieu on peut avoir la molécule de droite :  
Avec un hybride de résonance ou la charge + est délocalisée sur toute la structure.



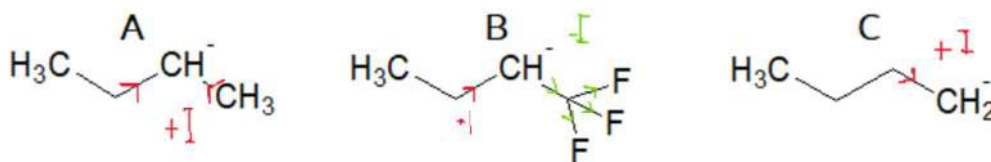
Contrairement à la molécule A qui ne possède que des effets inductifs, la mésomérie en plus sur la molécule B va permettre de délocaliser la charge et faire en sorte d'augmenter la stabilité. En effet, cette délocalisation aura pour conséquence d'atténuer la lacune en densité électronique.

Bilan : C < A < B

○ Exemple 2 :

Si on regarde cette série de carbanions :

Dans l'absolu on a vu que c'était l'inverse des carbocations, plus un carbanion est substitué, moins il sera stable car ça risque d'augmenter sa densité électronique déjà élevée.



- A : moins stable, 2 effets +I déstabilisants
- B : 1 effet +I déstabilisant mais un fort effet attracteur -I (CF<sub>3</sub>) stabilisant car il appauvrit en densité électronique le carbanion.
- C : 1 seul effet +I déstabilisant

Bilan : A < C < B

→ **Plus l'IR est stable, plus les états de transition qui lui sont proches sont bas en énergie (Ea diminue).**

## B) SÉLECTIVITÉ ET SPÉCIFICITÉ



En fonction de la réactivité au sein d'une molécule, on pourra observer **différents types de sélectivité**.

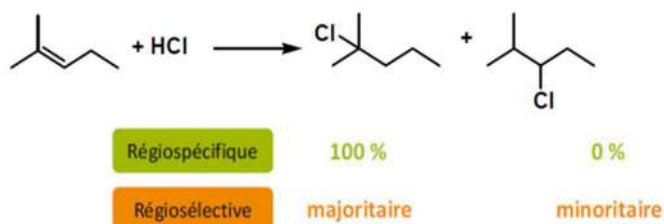
Ces notions sont étroitement liées à la possibilité qu'a un système chimique d'emprunter un chemin réactionnel particulier, ce qui est souvent dépendant de la stabilité relative des IR.

Ces différents chemins de réaction vont permettre de déterminer une spécificité ou une sélectivité de la réaction.

**Sélectivité et spécificité** : Les termes « sélective » et « spécifique » concernent des réactions qui peuvent, à partir d'un réactif unique, conduire à plusieurs régio ou stéréoisomères.

Si, parmi tous les isomères possibles, la réaction conduit à :

- ♥ **spécifique** : conduit à la formation exclusive (100%) d'un isomère.
- ♥ **sélective** : conduit à la formation préférentielle d'un isomère.



Si on regarde la réaction suivante, on a la possibilité d'avoir 2 produits différents.

- On parle de **régiospécificité** si on obtient exclusivement (*seulement, uniquement*) 1 des 2.
- On parle sinon de **régiosélectivité** si on obtient les 2 mais avec un qui est majoritaire sur l'autre.

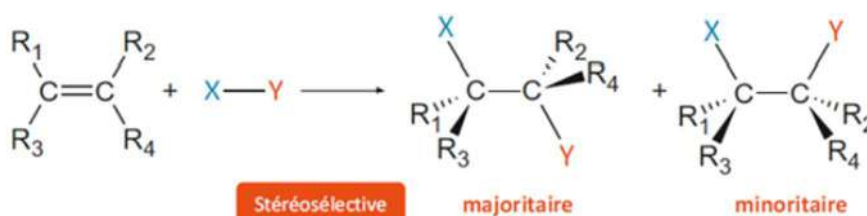
Ainsi, la **régiospécificité** c'est « l'extrême » de la **régiosélectivité**.

Pourquoi mettre « régio- » avant ? Qu'est-ce que ça signifie ?

♥ **Régiosélective/spécificité** : se dit d'une réaction qui conduit à des **isomères de positions** dans des proportions différentes

♥ **Stéréosélective/spécifique** : se dit d'une réaction qui conduit à des **stéréoisomères** dans des proportions différentes.

→ Si on regarde l'addition (revue plus tard) sur la double liaison suivante :



On peut avoir l'addition qui se fasse du côté opposé de la double liaison, ou du même côté. Si la réaction conduit à un mélange : on aura les 2 dans des proportions différentes, on sera **stéréosélectif**.

🔗 Mémo entre spécifique et sélectif :

**Spécifique** : c'est spécial, quelque chose de spécial c'est un peu unique, donc si il est unique il est tout seul, donc on retrouve exclusivement lui

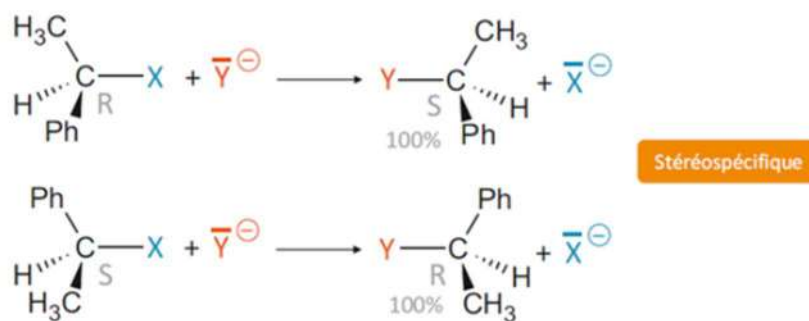
**Sélectif** : pour pouvoir faire une sélection, un choix, il faut avoir 2 propositions minimum. Donc on aura les 2 molécules mais juste en proportions différentes.

Si par contre, la réaction conduit **EXCLUSIVEMENT** à une addition :

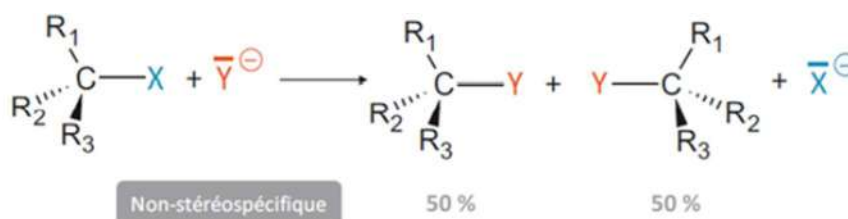
- Soit du même côté
- Soit en anti (côté opposé)

On est **stéréospécifique**

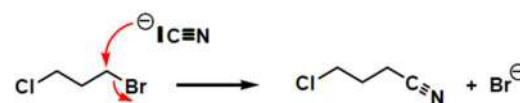
On peut aussi définir la **stéréospécificité** au regard d'une réaction de substitution :



En revanche, si la réaction (ici de substitution) conduit à un **mélange racémique**, on est **NON-stéréospécifique**.



On a la même notion avec la chimiosélectivité et la chimiospécificité en fonction de si l'ion cyanure (CN) peut se substituer à un brome ou un chlore. Si par exemple, le CN va réagir exclusivement avec le Br on sera chimiospécifique, sinon s'il réagit aussi parfois avec le Chlore on sera chimiosélectif.



♥ **Chimiosélective/spécifique** : se dit d'une réaction qui ne modifie qu'une fonction/partie de la molécule sur toutes celles pouvant réagir

FIN de cette deuxième fiche, plus qu'une petite et votre cours sera complet, couragee !