



Principes de réactivité. Acide Base. Nucléophilie et Électrophilie

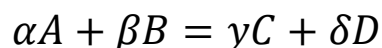
Ce cours c'est BEAUCOUP de théorie et c'est peut-être la partie avec le moins de compréhension. Néanmoins il est super important car il fait le lien avec les autres cours de réactivité. Dans ce cours vous allez donc acquérir les bases théoriques que vous allez réexploiter pour comprendre les autres cours de réactivité !

I. La réactivité en Chimie Organique

Pour rappel, une molécule c'est une structure qui correspond à un agencement spatial bien défini des atomes qui la composent. Cependant, cet agencement n'est pas immuable et il est possible de le modifier. Cette modification est possible via une **réaction chimique**.

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

La manière la plus simple de représenter une réaction chimique et de l'écrire sous forme d'équation (et ça vous l'avez vu au moins une fois durant vos années de collège ou lycée) :



Où **A** et **B** sont les réactifs

C et **D** sont les produits

α, β, γ et δ sont les coefficients stœchiométriques.

Exemple d'équation : $1 \text{ NaOH} + 1 \text{ HCl} = 1 \text{ NaCl} + 1 \text{ H}_2\text{O}$ Il faut aussi penser que quand le coefficient stœchiométrique est égal à 1 on n'est pas obligé de le noter.

Ainsi l'évolution de ce système, c'est-à-dire la manière dont on passe des réactifs au produit, est régit par deux principes fondamentaux :

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

Donc dans chaque réaction il faudra impérativement prendre en compte ces deux paramètres.

A. ASPECT THERMODYNAMIQUE

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, tel que :

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

Qu'est-ce que « l'activité » ?

L'activité c'est la quantité de matière qui va réellement réagir dans votre solution (définition de pharma à **ne pas apprendre** c'est juste pour comprendre). En fonction de l'état dans lequel se trouve votre réactif l'activité peut évoluer :

- Solide elle vaudra 1
- Liquide elle sera égale à la concentration
- Gazeux elle sera égale à la pression partielle

La plupart des réactions sont des **transformations thermodynamiquement réversibles +++**. De plus si on attend un temps plus ou moins long on pourra atteindre **l'état d'équilibre où $Q_r=K$** (avec K la constante d'équilibre). Tout cela est très théorique, pour revenir 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.

- **Le $\Delta_R G^\circ$ correspond donc à la différence d'énergie entre l'état initial et l'état final de la réaction**

Si votre K est très grand alors $\Delta_R G^\circ$ sera très négatif ce qui signifie que l'état final sera plus bas en énergie que l'état initial

- La réaction est donc **thermodynamiquement favorable** car la nature va se diriger vers des produits qui sont faibles en énergie

On peut également calculer notre **enthalpie libre standard** avec une autre formule en prenant en compte **l'enthalpie H (qui sont les forces de liaison)** mais aussi **l'entropie S (désordre)**. Plus on va vers un système ordonné, moins il y a de désordre donc plus on diminue l'entropie.

$$\Delta_R G^\circ = \Delta_R H^\circ - T \times \Delta_R S^\circ$$

Moment Récap :

La thermodynamie permet d'étudier les variations d'énergie du système (ici la réaction chimique)

La plupart des réactions sont des **transformations thermodynamiquement réversibles +++** (ça signifie qu'on peut aller des réactifs vers les produits mais aussi des produits vers les réactifs)

Pour les réactions on va surtout étudier **le $\Delta_R G^\circ$** selon différentes formules :

$\Delta_R G^\circ = -RT \times \ln(K)$ où pour trouver K on calcule Q_r car à l'équilibre $Q_r = K$

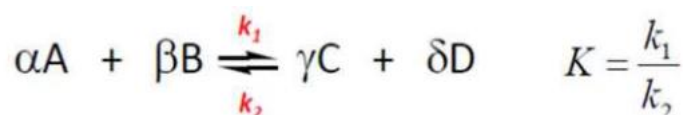
$$Q_r = \frac{a_{(C)}^\gamma \times a_{(D)}^\delta}{a_{(A)}^\alpha \times a_{(B)}^\beta}$$

L'autre formule est **$\Delta_R G^\circ = \Delta_R H^\circ - T \times \Delta_R S^\circ$**

Plus $\Delta_R G^\circ$ est négatif plus la réaction sera favorable

B. CINÉTIQUE

Si on repart sur notre équation de réaction du début on peut étudier le **paramètre cinétique** de la réaction. Il faut savoir que pour chaque équilibre il y aura **deux constantes de vitesse k1 et k2**. Ainsi, avec ces **deux constantes** on peut déterminer la **constante d'équilibre du système K** correspond au **quotient des constantes de vitesses k1 et k2**.



A quoi correspondent k1 et k2 ?

- k1 : constante qui influence la vitesse de **formation des produits**
- k2 : constante qui influence la vitesse de **formation des réactifs**

Cette constante de vitesse k va intervenir pour le calcul de la loi de vitesse de la réaction tel que :

- ✓ **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

Ainsi plus k est grand plus la réaction sera rapide. On voit que k apparaît donc dans la loi de vitesse il faut donc être capable de le calculer. Pour cela on va utiliser la loi d'Arrhenius

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

A	facteur pré exponentiel (constante qui dépend de la fréquence de collision et du facteur stérique)
Ea	énergie d'activation (l'énergie qu'il faut apporter au système pour atteindre l'état de transition, vu plus loin)
R	constante des gaz parfaits (8,314 J.mol.K-1)
T	température en Kelvin ($T(K^\circ) = T(C^\circ) + 273,15$)

On va s'intéresser aux variations de k en fonction des différents facteurs de cette loi

- **Plus Ea est élevée, plus k est petit** ce qui a pour conséquence de rendre la **réaction plus 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 (car on augmente l'agitation)

thermique et donc le mouvement des molécules qui rentrent plus facilement en collision ce qui favorise la réaction) à l'inverse **une baisse de T conduire à son ralentissement**.

- Enfin, une augmentation de **la taille des molécules** qu'on nomme aussi **encombrement stérique** (qui correspond au **facteur A**) aura tendance à **ralentir la réaction** et donc de faire **diminuer la valeur de k**.

Plus les molécules sont grosses, plus elles possèdent une masse élevée et donc leur déplacement prend plus de temps et ça a pour conséquences globales de ralentir la réaction. 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.

Moment Récap :

La cinétique permet d'étudier la vitesse de la réaction chimique. Il y a deux moyens de calculer cette vitesse :

$v=k[A][B]$: pour une réaction BI-moléculaire OU $v=k[A]$: pour une réaction MONO-moléculaire

Comment calculer K ? Soit avec k_1 et k_2 : $\alpha A + \beta B \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} \gamma C + \delta D \quad K = \frac{k_1}{k_2}$

Soit avec **la loi d'Arrhenius** : $k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$

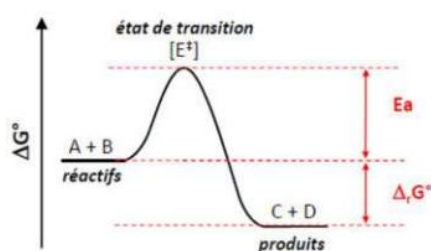
Plus E_a est élevée, plus k est petit plus la réaction est lente.

Plus T est grand plus la réaction est rapide

Plus l'encombrement stérique (A) est grand plus la réaction est lente

C. PROFILS RÉACTIONNELS

Si on regarde une réaction d'un point de vue énergétique on aura ce genre de profil :



Qu'est-ce qu'il signifie ? Tout simplement que pour passer des réactif aux produits il va falloir apporter **une certaine quantité d'énergie pour atteindre l'état de transition E^\ddagger** . Cette énergie apporter **dépend du paramètre cinétique E_a** . La cinétique de la réaction c'est donc une **barrière énergétique** à franchir pour obtenir les produit. Cette fameuse barrière va nous permettre d'atteindre l'état de transition E^\ddagger **qui n'est ni isolable ni caractérisable** car beaucoup **trop haut en énergie** donc instable. La barrière d'énergie microscopique associée vaut E_a (l'énergie d'activation)

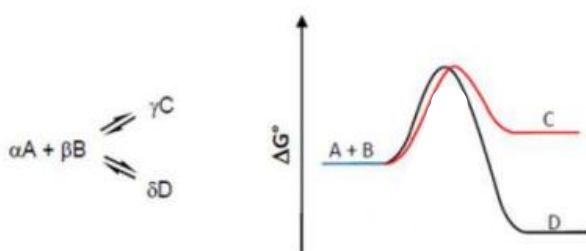
État de Transition E^\ddagger : barrière à franchir pour passer aux produits, il n'est ni isolable, ni caractérisable.

- La différence d'énergie **entre réactif et état de transition E_a** aura une influence sur la **cinétique** de la réaction
- Tandis que, la différence d'énergie **entre réactifs et produits $\Delta R G^\circ$** 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 .

Nos deux composants pour observer l'évolution d'une réaction chimique sont donc **E_a** et **$\Delta R G^\circ$** . Pour faire une analyse de la réaction on peut étudier plusieurs cas.

Cas n°1 :

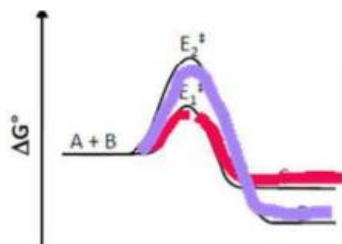


Dans une réaction un peu plus simple avec 2 réactifs qui vont réagir entre eux pour donner un produit. Par exemple : le produit C ou D

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 !**

En revanche, dans la voie qui conduit au **produit C** on constate que **l'énergie du produit** est **supérieure** à l'énergie des réactifs, tandis que le **produit D** son énergie est **inférieure** aux réactifs. Il faut savoir que si **$\Delta R G^\circ > 0$** la réaction est **endergonique** (consomme de l'énergie), à l'inverse **$\Delta R G^\circ < 0$** la réaction est **exergonique** (libère de l'énergie). Le but c'est de produire le produit **le plus stable** possible, avec le **moins d'énergie possible**, donc on va produire préférentielle **le produit D**.

Comme les E_a sont égales on dit que la formation de D est thermodynamiquement favorisée.

Cas n°2

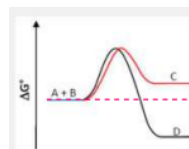
On observe ici que les E_a sont différentes ce qui a pour impact de créer des états de transition différents tel que $E_{\ddagger 2} < E_{\ddagger 1}$.

E_2 étant **supérieur** à E_1 la voie conduisant à C est **cinétiquement favorisé**. D'un point de vue cinétique on va donc **préférentiellement** vers la **synthèse de C** par rapport à celle de D. En revanche, on remarque **$\Delta R G^\circ$ de D est inférieur** à celui de C. Donc **D est thermodynamiquement favorisé** par rapport à la synthèse de C. Comment faire pour trancher ?

Dans cette situation, les **deux voies sont exergoniques car les $\Delta R G^\circ$ sont tous deux négatifs**. Ainsi, la différence d'enthalpie entre C et D est **faible** et que ces deux voies de synthèse sont exergoniques on va **préférentiellement s'orienter vers la synthèse de C** car elle est **exergonique + favorisée cinétiquement !**

Comment sait-on si le $\Delta R G^\circ$ est négatif ? Simplement vous regardez si l'énergie des produits est inférieure ou supérieure à celle des réactifs.

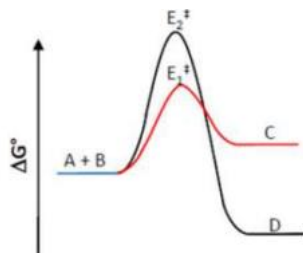
✚ Si l'énergie est inférieure : exergonique (D)



✚ Si l'énergie est supérieure : endergonique (C)

La voie qui conduit vers C est donc plus **réactive**.

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' E_a 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 E_a inférieure à celle de la voie D)

Cas n°3 :

C'est un peu le bazar car dans ce cas tous les paramètres sont différents :

Voies	C	D
Thermodynamique	$\Delta R G^{\circ} > 0 \rightarrow$ défavorisé	$\Delta R G^{\circ} < 0 \rightarrow$ favorisé
Cinétique	$E_{a1} < E_{a2} \rightarrow$ favorisé	$E_{a1} > E_{a2} \rightarrow$ favorisé

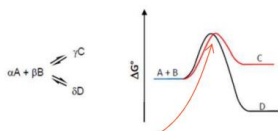
Là on s'intéresse d'abord au paramètre **thermodynamique**. Comme $\Delta R G^{\circ}(C)$ est **positif** il faut apporter davantage d'énergie pour arriver à C par rapport à D. Il est donc plus facile d'aller vers D que vers C. **La voie D est donc favorisé par rapport à celle de C**. Si on veut encore 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, il est possible d'exercer un contrôle l'évolution de la réaction en jouant sur la température :

- ❖ Augmentation de température $\rightarrow E_{\ddagger 2}$ sera plus facilement franchi pour aller vers le produit D qui est le plus stable (car moins élevé en énergie)
- ❖ Baisse de température \rightarrow favorise la voie la moins demandeuse en énergie (d'activation E_a), donc ici la voie C

(Gros)Moment Récap :

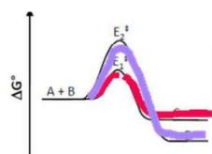
Il y a plusieurs cas possible :



Cas n°1 :

favorisé **thermodynamiquement**

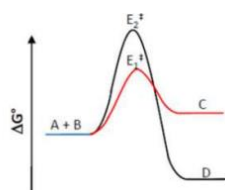
Ea identiques du coup on regarde le $\Delta R G^{\circ}$ le plus faible (D) donc voie



Cas n°2 :

voie C favorisé **cinétiquement**

Ea différentes + $\Delta R G^{\circ}$ quasi identique on prend la voie avec le plus petit Ea donc



Cas n°3 :

Tout est différent. On regarde la voie favorisée **thermodynamiquement**

D. POSTULAT DE HAMMOND

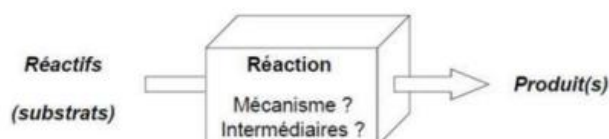
Dans une réaction sans IR (intermédiaire réactionnels) :	
E‡ sera structurellement proche des réactifs dans une réaction exergonique	
E‡ sera structurellement proche des produits dans une réaction endergonique	
Dans une réaction avec IR :	
E‡ sera structurellement proche des IR dans tous les cas.	

La connaissance du niveau énergétique des états de transition est **indispensable** pour connaître la cinétique de la réaction. Le problème c'est que ces états **ne sont pas isolables**, 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 via ce postulat.

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

Faites donc attention à ne pas confondre les **intermédiaires réactionnels (IR)** des **états de transition E‡** !

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.



Il existe différents types de réaction que peut subir les molécules :

Substitution	<p>Un groupement en remplace un autre sans modifier la nature des liaisons.</p> $\text{—C—X} + \text{Y}^- \longrightarrow \text{—C—Y} + \text{X}^-$ <p style="text-align: right; font-size: small;">Rupture σ C-X Formation σ C-Y</p>
Addition	<p>Un système π est rompu au profit de 2 liaisons σ formées :</p> $\text{C=C} + \text{X—Y} \longrightarrow \text{—C—C—}$ <p style="text-align: right; font-size: small;">Rupture π C=C Formation σ C-X et σ C-Y</p>
Élimination	Rupture de liaisons σ et formation d'un système π :

Transposition (=réarrangement)	<p>On garde la même formule brute mais on modifie le squelette carboné</p>
Acide Base	<p>Elle correspond le plus souvent à un échange de protons H+ (transfert protonique)</p> $B^{\ominus} + H-A \longrightarrow B-H + A^{\ominus}$
Oxydo-Réduction	<p>Elle modifie l'état d'oxydation de certains atomes dans la molécule. Elle fait appel à 2 couples redox c'est plus un échange d'électrons</p>

II. Mécanismes Réactionnels

Le mécanisme de réaction permet **de décrire avec précision tout les mouvements des électrons lors de la réaction** pour montrer le passage **des réactifs** à **des produits intermédiaires** puis aux **produits finaux**. Un mécanisme décrit donc dans le détail comment se déroule chaque étape d'une transformation chimique. Ceci inclut :

- Quelles liaisons (π , σ) 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 ?

Lors d'une réaction on va donc briser des liaisons pour en former de nouvelles. Il y a deux manières de briser des liaisons covalentes :

<p>Mécanisme Homolytique : Chaque électron récupère son électron qu'il a engagé dans la liaison. On va alors créer des espèces radicalaires (qui sont très réactive)</p>	
<p>Mécanisme Hétérolytique : Passage par des intermédiaires ioniques. En raison de l'électronégativité, une des 2 espèces va récupérer les 2 électrons de la liaison. Ainsi on créera un cation et un anion (mécanisme le plus courant).</p>	

Moment Mnémo :

Homo = (même), chacun des atomes fait la même chose, il récupère son électron, c'est homo car c'est identique
Hétéro = (différent), le mécanisme est différent entre les 2 atomes, l'un récupère 2 électrons, tandis que l'autre ne récupère rien.

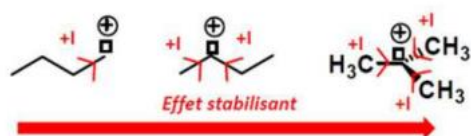
A. INTERMÉDIAIRES RÉACTIONNELS

Les réactions chimiques font intervenir des **intermédiaires réactionnels** qui vont permettre de déterminer le **mécanisme de la réaction**. Savoir estimer leur stabilité permet souvent de déterminer quel chemin réactionnel à la plus forte probabilité d'être emprunté. **Plus l'intermédiaire réactionnel est stable, plus le chemin réactionnel est favorisé**. Pour connaître la stabilité des IR **il faut regarder les effets électroniques à savoir mésomère et inductif**. Il existe trois types d'intermédiaires réactionnels. Si on a une coupure **hétérolytique** on va créer des **carbocations** ou des **carbanions**. En revanche si on fait une coupure **homolytique** alors on aura des **radicaux**.

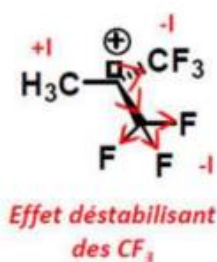
Les carbocations :

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. Ainsi l'ordre de la stabilité des carbocations on a :

C+ tertiaire (tri substitué à des carbones) > C+ secondaire > C+ primaire



Au contraire, s'il est substitué par des éléments **très électronégatifs** comme CF_3 ou CCl_3 alors ils vont avoir un **effet inductif attracteur (-I)** et ainsi tirer les électrons vers eux et **diminuer la stabilité du carbocation** car on va augmenter son déficit en électron. Savoir estimer la stabilité d'un carbocation permet d'exprimer la probabilité d'un mécanisme réactionnel dans lequel il apparaît <-> effets électroniques.



Explications supplémentaire : Un carbocation finalement c'est quoi ? C'est un carbone à qu'il manque des électrons d'où la lacune et la charge +. Son but ça va donc être de retrouver sa stabilité électronique. Pour cela si vous lui mettez des substituant avec un effet I+ (les CH₃) il va recevoir des électrons et donc être plus stable. Si vous le substituez une fois avec CH₃ c'est bien, deux fois c'est mieux, trois fois c'est parfait car vous avez 3 effets I+. En revanche si vous lui mettez un substituant qui à un effet I- vous lui retirez le peu d'électrons qu'il avait et du coup c'est plus du tout stable !

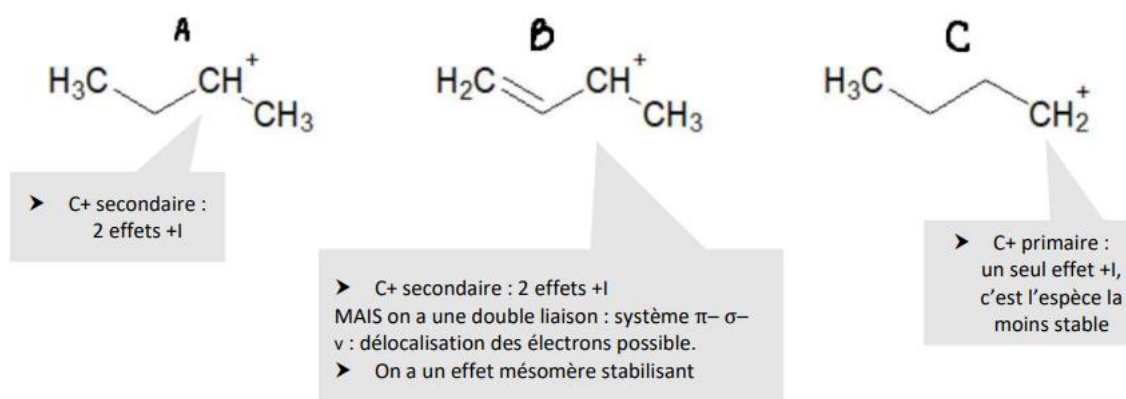
Les Carbanions

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.**

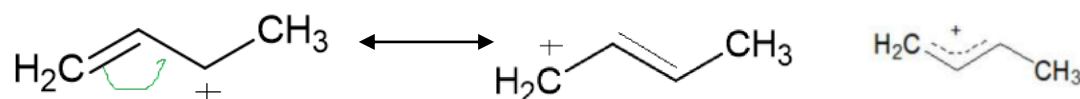
Là il faut raisonner de manière inverser : vous avez un carbone avec une charge -, il veut s'en débarrasser comment faire ? Soit vous lui mettez une espèce qui lui « vole » ses électrons (I-) soit vous évitez de lui donner des électrons avec des I+ ! Pour faire une analogie étrange un carbanion c'est un carbone qui aurait trop manger, comme vous êtes un bon ami vous allez retirer la nourriture de la table (vos électrons) pas lui en rajouter car sinon ça s'appelle du gavage et c'est pas bien !

- Exemple n°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 :



Si on réécrit la molécule du milieu on peut, avec l'effet mésomère, avoir la molécule suivante :

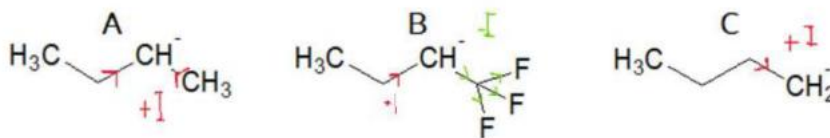


Avec un hybride de résonance ou la charge + est délocalisée sur toute la structure. Contrairement à la molécule A qui ne possède que des effets inductifs, la mésomérie en plus sur la molécule B va permettre de délocaliser la charge et faire en sorte d'augmenter la stabilité. En effet, cette délocalisation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

Bilan : C < A < B

- Exemple n°2 :

Si on regarde cette série de carbanions :



Dans l'absolu on a vu que c'était l'inverse des carbocations, plus un carbanions 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 (CF₃) stabilisant car il appauvri en densité électronique le carbanion.
- C : 1 seul effet +I déstabilisant

Bilan : $A < C < B$

Il faut se rappeler que plus l'IR est stable, plus les états de transition qui lui sont proches sont bas en énergie (E_a diminue).

Moment Récap :

Trois types d'intermédiaires réactionnels possibles : **carbocations**, carbanions et radicaux :

Carbocations : carbone avec un + pour le stabiliser effet I+ donc plus il est substitués d'I+ plus il est stable

Carbanions : Carbone avec un - pour le stabiliser pas d'effet I+ donc moins il est substitué par des groupes avec effet I+ plu sil est stable

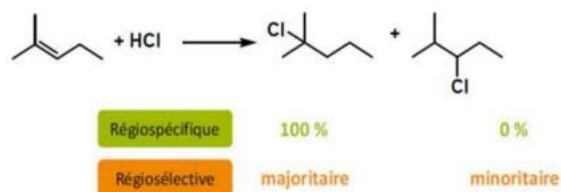
Radicaux : IR obtenus par coupure homolytique

B. SÉLECTIVITÉ ET SPÉCIFICITÉS

En fonction de la réactivité au sein d'une molécule, on pourra observer différents types de **sélectivité** voir de **spécificité**. 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. Les termes « **sélective** » et « **spécifique** » concernent des réactions qui peuvent, à partir d'un réactif unique, conduire à plusieurs **régioisomères** ou **stéréoisomères**.

spécificité : conduit à la formation exclusive (100%) d'un isomère.

sélectivité : conduit à la formation préférentielle d'un isomère.



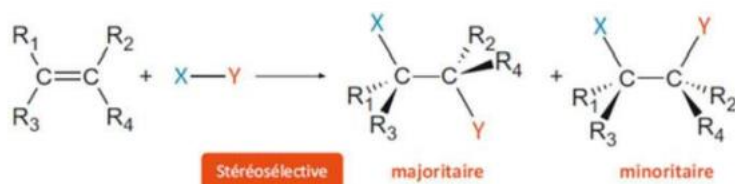
Si on regarde la réaction suivante, on a la possibilité d'avoir 2 produits différents.

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

Il faut donc voir la régiospécificité comme étant le cas extrême de la régiosélectivité

- ✓ **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.

Prenons un exemple pour mieux visualiser le phénomène :



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**.

Moment Mnémo (de ma vieille) :

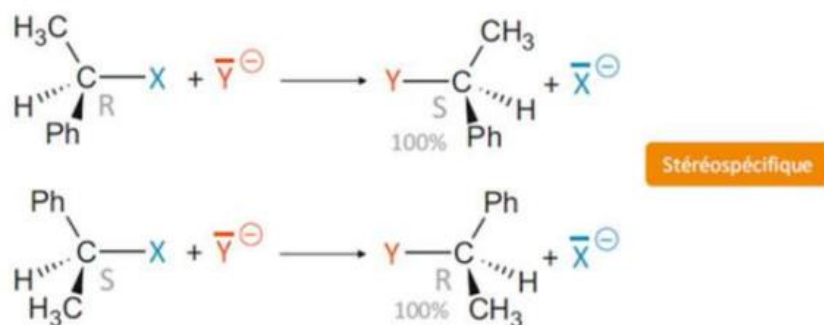
Spécifique : c'est spécial, quelque chose de spécial c'est un peu unique, donc si il est unique il est tout seul, donc on retrouve exclusivement lui.

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.

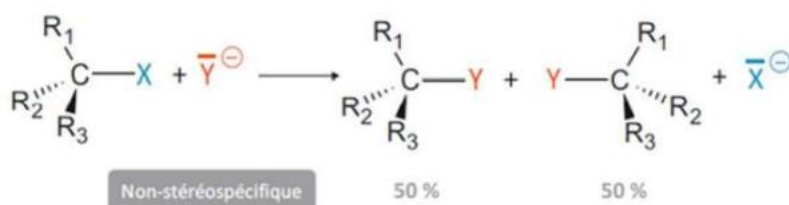
Si par contre, la réaction conduit **EXCLUSIVEMENT** à une addition :

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

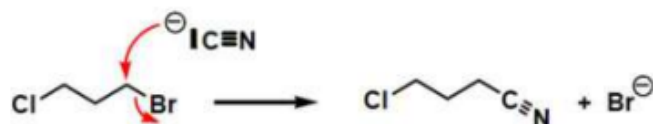
On est **stéréospécifique** On peut aussi définir la **stéréospécificité** au regard d'une réaction de substitution :



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

Voilà c'est la première partie de cette fiche complète. Déjà pour vous rassurez c'est la plus longue les 2 autres seront beaucoup courtes ! Cette fiche c'est aussi beaucoup de par cœur et pas beaucoup de compréhension ! Pour toutes ces définitions vont vous permettre de mieux comprendre la partie SN et Élimination.

Énorme (et seule dédi de cette fiche) pour vous féliciter d'être arrivé jusque-là. Vous avez fait plus de la moitié du semestre et ça c'est super ! Peu de gens peuvent faire ce que vous faites tenez bon accrochez vous je sais que c'est d'ur mais rappelez vous votre objectif et souvenez-vous qu'à la clé se trouve un domaine et un monde passionnant !!!

Plein de love et de force pour vous !!!!!