



Association pour l'Accès Santé – Université Paris Cité
Année Universitaire 2023-2024

CORRECTION

Examen Blanc n° 1 UE 1 : Chimie



Durée de l'épreuve : 1h30

A LIRE AVANT DE COMMENCER L'ÉPREUVE

Vérifiez que les informations saisies sur votre grille QCM sont correctes : nom, prénom, et numéro étudiant.

Les correcteurs liquides ou en ruban de type Blanco, Tipp-Ex et autres sont interdits car chaque question comporte une ligne de droit au remords.

Seule l'utilisation du stylo à bille noir est autorisée pour cocher les grilles.

INFORMATIONS RÉGLEMENTAIRES

- Les questions sans réponse seront considérées comme nulles.
- Une grille QCM est à remplir pour l'ensemble de l'épreuve.
- Veiller à remplir complètement toute la surface des cases choisies.
- Ne pas gratter, ne pas raturer, ne pas mettre de croix ni aucun autre signe.
- Toute fraude ou tentative de fraude fera l'objet de poursuites disciplinaires (Décret n°92-657 du 13 juillet 1992). Tout signe distinctif porté sur la grille QCM pouvant indiquer sa provenance constitue une fraude.
- Les calculatrices ne sont pas autorisées.
- Aucun candidat n'est admis à quitter la salle d'examen avant la fin de l'épreuve.

RECOMMANDATIONS SPÉCIFIQUES À L'ÉPREUVE

--

INFORMATIONS SUR L'ÉPREUVE

Le sujet contient 15 pages numérotées de 1 à 15 et comporte 20 questions.

Merci de vérifier au début de l'épreuve que le sujet est complet.



Université Paris Cité A2SUP - Tutorat

Tuto n° :

UE (spé) :

Nom:

Prénom :

Numéro A2SUP :

IDENTIFICATION											
Numéro A2SUP	Diz. Mil.	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
	Mil.										
	Cent.										
	Diz.										
	Unit.										
Contrôle											
J diz.											
J unit.											
M diz.											
M unit.											
Date de naissance (JJ/MM)											

1					
	A	B	C	D	E

13					
	A	B	C	D	E

25					
	A	B	C	D	E

37					
	A	B	C	D	E

2					
	A	B	C	D	E

14					
	A	B	C	D	E

26					
	A	B	C	D	E

38					
	A	B	C	D	E

3					
	A	B	C	D	E

15					
	A	B	C	D	E

27					
	A	B	C	D	E

39					
	A	B	C	D	E

4					
	A	B	C	D	E

16					
	A	B	C	D	E

28					
	A	B	C	D	E

40					
	A	B	C	D	E

5					
	A	B	C	D	E

17					
	A	B	C	D	E

29					
	A	B	C	D	E

41					
	A	B	C	D	E

6					
	A	B	C	D	E

18					
	A	B	C	D	E

30					
	A	B	C	D	E

42					
	A	B	C	D	E

7					
	A	B	C	D	E

19					
	A	B	C	D	E

31					
	A	B	C	D	E

43					
	A	B	C	D	E

8					
	A	B	C	D	E

20					
	A	B	C	D	E

32					
	A	B	C	D	E

44					
	A	B	C	D	E

9					
	A	B	C	D	E

21					
	A	B	C	D	E

33					
	A	B	C	D	E

45					
	A	B	C	D	E

10					
	A	B	C	D	E

22					
	A	B	C	D	E

34					
	A	B	C	D	E

11					
	A	B	C	D	E

23					
	A	B	C	D	E

35					
	A	B	C	D	E

12					
	A	B	C	D	E

24					
	A	B	C	D	E

36					
	A	B	C	D	E

Coucou les plus b(H₂O) !!! Félicitations d'être allés au bout de votre épreuve, vous pouvez être fiers de vous !! Toutes les questions n'étaient pas forcément faciles mais accrochez-vous, **vous allez devenir des boss de la chimie**. A présent, il ne vous reste plus qu'à entamer la partie la plus importante d'un tuto à mes yeux : la ***correction***. Je sais que ce n'est pas facile de se replonger dans une épreuve alors qu'on a qu'une seule envie c'est d'aller se reposer après une dure journée de tuto mais tenez bon : **le vous du futur vous en sera reconnaissant** (promis !). Cette correction est détaillée et je vous conseille *fortement* (c'est un ordre en fait) de la lire *sérieusement* et *soigneusement*, **même les items où vous avez eu juste** parce qu'il est possible que vous trouviez dans la correction une méthode plus rapide pour répondre à la question. Si jamais vous avez la moindre question sur ce tuto, si vous ne comprenez pas la correction ou si vous pensez avoir repéré un errata (honte sur moi), **foncez sur le topic du tuto 1 de chimie dans le forum** : on vous répondra !! Bref j'espère que vous avez aimé ce tuto préparé avec amour et rappelez-vous toujours que ce n'est pas votre classement qui compte mais l'entraînement que vous allez tirer de l'épreuve. Prenez bien soin de vous et **faites une pause après votre tuto**, vous l'avez méritée !!!

Domitille, RMEB Chimie 2023-2024

CHIMIE

Pour simplifier les calculs, on utilisera les ordres de grandeur ci-dessous :

$$\ln(x) = 2,3 \log(x)$$

$$R = 8,3 \text{ J.mol.K}^{-1}$$

$$\text{A } T = 300\text{K} : RT = 5/2 \text{ kJ.mol}^{-1} = 2,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$2,3 RT = 6,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Exponentielle, logarithme népérien et logarithme décimal :

X	0,9	14/11	2	5/2	2,4	3	3,7
e ^x	/	/	7,4	/	11	20	/
ln(x)	-0,1	/	4	0,9	/	1,1	/
log(x)	-0,08	0,12	0,3	0,4	/	0,5	0,6

$$4/4,6=0,9$$

$$\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$$

(Certaines grandeurs ont été arrondies afin de faciliter les calculs.)

Les « aides aux calculs, après arrondis » doivent être utilisées lors du choix des propositions.

[illegible]

Question 1

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. L'atome Ag possède un nombre de masse égal à 47

FAUX - Il ne faut pas confondre le nombre de masse qui correspond aux protons + les neutrons et le numéro atomique Z (juste le nombre de protons). En regardant sur le tableau périodique, 47 est le numéro atomique.

B. Les isotopes sont des atomes qui ont les mêmes propriétés chimiques, c'est-à-dire le même Z et un A différent

VRAI - C'est la définition de votre cours !! Petit moyen mnémotechnique : IsotoPe = même nombre de Protons.

C. Un électron est défini par 4 nombres quantiques différents tel que n, le nombre quantique principal définissant la couche et la forme de l'OA

FAUX - Attention à ne pas lire trop vite ! Premièrement quand un item est long, prenez le temps de tout lire ! Effectivement, il y a bien 4 nombres quantiques (n, l, m et s) mais n représente la couche et le VOLUME de OA, pas la forme qui est définie par le nombre quantique l.

D. Un électron peut avoir comme nombres quantiques (2, 2, -2) et être de spin +1/2

FAUX - Alors reprenons depuis le début, ici on vous demande les valeurs de chaque nombre quantique. En effet, on parle de la couche n=2. l peut prendre comme valeur : $0 \leq l \leq n-1$, ainsi l peut être égal à 0 ou à 1, donc l = 2 est IMPOSSIBLE. Ensuite, les valeurs de m sont comprises entre $-l \leq m \leq l$ donc -2 est impossible !

E. Parmi les règles pour établir la configuration électronique, la règle de Hund précise que 2 électrons ne peuvent pas avoir le même état quantique

FAUX - Petit piège, désolé. C'est la définition du principe d'exclusion de Pauli ! La règle de Hund parle du niveau d'énergie, il faut que les électrons occupent un maximum d'OA de même énergie et les électrons doivent être de même spin (+ 1/2) avant d'ajouter avec des électrons de spin antiparallèle (- 1/2).

Réponse exacte : B

Question 2

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. La configuration électronique du Brome (Br) peut s'écrire : [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵

VRAI – Le brome a un Z égal à 35. Il y a deux manières d'écrire la configuration, soit on l'écrit couche par couche : 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁵ soit on l'écrit avec la configuration du gaz noble précédent. Ici, le brome possède 35 électrons, le gaz rare précédent est l'argon (18 électrons : la couche 2 est pleine) et on continue par la couche suivante. Cela permet d'aller plus vite et on vérifie que la couche 4s est remplie avant la 3d.

B. Le cuivre (Cu) de configuration [Ar] 4s² 3d⁹ possède 1 électron de valence

FAUX - Gros piège ! Ici, il y a deux fautes, tout d'abord le cuivre est une exception qui s'écrit 4s¹ 3d¹⁰. D'ailleurs, le Chrome est la 2^{ème} exception. Enfin, pour compter les électrons de valence chez les métaux de transitions, il faut bien faire attention à prendre en compte la sous-couche d car elle n'est pas saturée. Pour ce bloc, il suffit de faire un petit calcul : nombre d'électrons de valence = (nombre électron du métal – celui du gaz noble précédent) donc 29 - 18 = 11. Le cuivre a donc 11 électrons de valence.

C. Le cobalt (Co) de configuration $[Ar]3d^7 4s^2$ a 9 électrons de valence

FAUX - Le cobalt ($Z = 27$) a bien 9 électrons de valence, comme c'est un métal de transition on peut utiliser la formule de l'item B. Pour la configuration, on voit bien qu'on a quand même respecté la règle de remplissage ($4s$ se remplit avant la $3d$), donc même si on a écrit la $4s$ après la $3d$ pour le moment tout va bien. Hélas, l'atome entre crochets est l'argent (Ag) et non le gaz rare Argon (Ar) avec lequel il nous fallait écrire la configuration électronique. L'item est donc faux.

D. Dans le tableau périodique, une colonne correspond à une période qui sont des éléments à propriétés chimiques voisines

FAUX - Ici, le seul problème c'est qu'une colonne correspond à une famille. Sinon, c'est bien la définition. Les périodes sont les lignes du tableau périodique.

E. Le calcium fait partie de la famille des alcalino-terreux

VRAI - C'est du cours, je vous remets le tableau et oui, les légendes sont à connaître +++.

Tableau périodique des éléments avec les blocs s, p, d, et f colorés et étiquetés. Les légendes indiquent les configurations électroniques de valence pour chaque bloc.

Bloc s : ns^1 (Alcalins), ns^2 (Alcalino-terreux)

Bloc p : ns^2np^1 à ns^2np^6 (Gaz rares)

Bloc d : $ns^2(n-1)d^1$ à $ns^2(n-1)d^{10}$ (Séries de transition)

Bloc f : $4f^1$ à $4f^{14}$ (Lanthanides, Actinides)

Réponses exactes : A et E

Question 3

A propos de l'atomistique, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?

A. Ψ (psi) est défini par les trois nombres quantiques n , l , et p

FAUX - Ψ une fonction d'onde ; elle est définie par les trois nombres quantiques n , l , et m . n est le nombre quantique principal : il définit la couche et le volume de l'orbitale. l est le nombre quantique (roulement de tambour...) secondaire et définit la sous-couche et la forme de l'OA. Quant à m , c'est le nombre quantique (grosse surprise, préparez-vous) magnétique, et définit l'orientation de l'OA dans la sous-couche. p n'est pas un nombre quantique !

B. s est une propriété extrinsèque de l'électron

FAUX - Le spin (s) est une propriété **INTRINSÈQUE** de l'électron.

C. La règle de remplissage de Klechkowski dépend entre autres du classement énergétique des sous-couches

VRAI - C'est le cours, mot pour mot : on remplit les OA par ordre croissant d'énergie

😊.

D. Les électrons de valence sont les moins énergétiques

FAUX - Les électrons de valence sont en fait les plus énergétiques. (Cours diapo 22). Puisqu'ils sont dans la couche la plus externe, ce sont ceux qui participent +++ aux réactions chimiques, ce qui libère donc de l'énergie. Courage soldats !

E. L'électronégativité est une grandeur sans unité permettant de caractériser l'aptitude d'un atome à perdre des électrons

FAUX - C'est bien une grandeur sans unité, mais elle permet de caractériser l'aptitude d'un atome à GAGNER des électrons. C'est aussi l'aptitude des atomes à gagner de la densité électronique, mais l'item n'était de toute façon pas exhaustif (et faux). Ces QCM paraissent simples, mais ce sont des notions à bien maîtriser avant d'attaquer les exercices. Ne lâchez rien!

Réponse exacte : C

Question 4

A propos de l'atomistique, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?

A. L'atome de phosphore P ($Z=15$) possède 5 électrons de valence

VRAI - Répondons ensemble à cet item. Tout d'abord, on distribue les 15 électrons dans les couches de l'atome de cette façon : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. En effet, la couche s prend jusqu'à 2 électrons, et la couche p jusqu'à 6. On complète donc jusqu'à atteindre 15. Pour obtenir la quantité d'électrons de valence, il nous suffit de compter les électrons contenus dans la dernière couche : soit 2 dans la 3s et 3 dans la 3p : ça nous fait bien 5 électrons de valence

B. Le Li^{2+} est un système dit hydrogénoïde

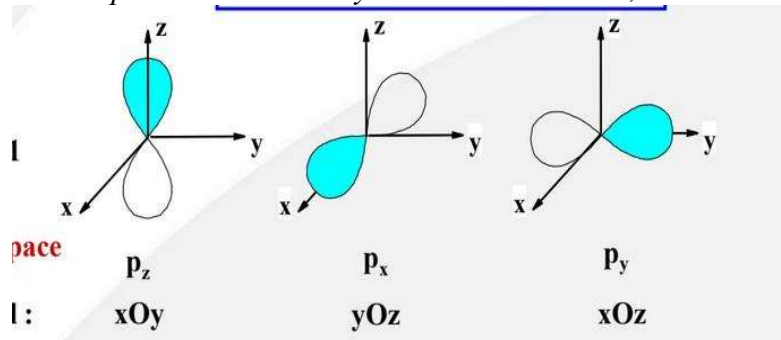
VRAI - Avant de paniquer et de se dire qu'il faut apprendre les molécules/atomes/etc. donnés en exemple dans le cours, laissez-moi vous rassurer : NON, il ne faut pas les retenir. En revanche, il faut savoir ce qu'est un système hydrogénoïde. Selon votre cours, est dit hydrogénoïde ce qui ne possède qu'un seul électron. Par exemple, l'atome d'hydrogène (d'où le nom du système). Maintenant, observons notre élément. Son numéro atomique (donc sa quantité de protons) est de trois (voir tableau périodique en annexe du sujet). Logiquement, ça devrait nous donner 3 électrons pour assurer la neutralité électrique, or, on voit que le lithium de cet item est un ion, plus précisément un cation, possédant deux charges positives en trop. $3-2=1$: le lithium n'a donc plus qu'un seul électron dans son nuage électronique, cet atome est donc un système hydrogénoïde !

C. Le modèle de Bohr est le modèle le plus pertinent pour décrire les éléments polyatomiques

FAUX - Le modèle de Bohr est trop simple pour traduire toutes les propriétés atomiques, telles que les orbitales, entre autres. On utilise donc un modèle plus élaboré, incluant la dualité onde corpuscule et le principe d'incertitude d'Heisenberg. Ainsi, on peut déjà mieux se représenter les zones de probabilité de présence des électrons : les fameuses orbitales atomiques !

D. La sous-couche p a une symétrie sphérique

FAUX - La sous-couche p a en réalité une symétrie de révolution, et ressemble à ceci :



La sous-couche s, elle, est bien sphérique. $s \rightarrow$ sphère, $p \rightarrow$ Pretty loops (jugez pas mon moyen mnémotechnique svp).

E. Pour établir une configuration électronique, il faut respecter, entre autres, le principe d'inclusion de Pauli

FAUX - Lisez bien, c'est le principe d'EXCLUSION de Pauli ! Il faut aussi respecter la règle de remplissage et la règle de Hund. Courage !

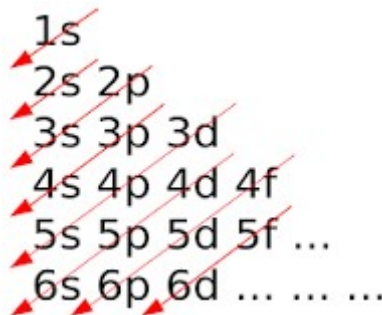
Réponses exactes : A et B

Question 5

Concernant l'atomistique, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?

A. Le chrome ${}_{24}\text{Cr}$ peut également s'écrire ainsi : $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$

FAUX - Désolé, mais dans le cours, deux exceptions sont données à la règle de remplissage : le chrome et le cuivre ${}_{29}\text{Cu}$. Avant de corriger l'item, faisons un petit récapitulatif. Il y a deux manières d'écrire la configuration électronique. Couche par couche, ou en repartant de la configuration électronique du gaz rare le plus proche. Cette méthode est pratique notamment parce qu'elle va plus vite une fois qu'on a compris. Donc, pour le chrome, le plus proche est l'argon $[\text{Ar}]$, dont toutes les sous couches jusqu'à la $3p$ incluse sont saturées. Le chrome possède donc effectivement 6 électrons de valence, il nous reste à les placer. La répartition est en réalité semblable à celle-ci : $4s^1 3d^5$ (et non, on ne suit donc pas la magnifique méthode des flèches que je vous montre plus bas... c'est bien une exception avec le cuivre). L'atome est plus stable de cette manière, puisque les électrons sont plus uniformément répartis sur chaque sous-couche : la couche $3d$ est à demi pleine (ou dans le cas du cuivre, pleine), ce qui est beaucoup plus stable. On rappelle également que, hors exception, la règle de remplissage s'observe ainsi :



D'abord 1s, puis 2s 3p, puis 3s 3p, puis... 4s ! On suit les flèches en diagonale chers pl. Entraînez-vous à le faire jusqu'à ce que ce ne soit plus qu'un réflexe !

B. Quand le nombre de protons est supérieur à 30, la sous-couche 3d est pleine et donc plus basse en énergie

VRAI - Ça paraît contradictoire, mais une sous-couche pleine est une sous-couche plus stable, qui libère donc moins d'énergie (les électrons ne bougent plus dans tous les sens puisqu'ils sont très bien là où ils sont).

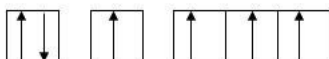
C. A gauche du tableau périodique des éléments, les métaux cèdent facilement des électrons pour gagner la configuration électronique du gaz rare précédent

VRAI - C'est exactement ça ! En effet, ils ont quelques électrons en trop par rapport à leur gaz rare précédent. Il est donc plus facile pour eux d'en céder un ou deux plutôt qu'en chercher beaucoup plus pour remplir une sous-couche déjà quasi vide.

D. A droite du tableau périodique des éléments, les non-métaux cèdent facilement des électrons pour gagner la configuration électronique du gaz rare précédent

FAUX - Cf item C. Les halogènes (donc les non-métaux selon votre cours) cherchent au contraire à gagner un électron pour être stables et atteindre la configuration du gaz rare le plus proche.

E. Les électrons du carbone C ($Z=6$) peuvent être représentés ainsi à l'état fondamental :



FAUX – D'après la règle de remplissage, il faut d'abord remplir les sous couches de plus faible énergie. Donc, on sature 1s (la première case), 2s (la deuxième), et il nous reste deux électrons pour la 2p, qui peut, vous le savez, en contenir jusqu'à 6. Selon la règle de Hund, ces deux électrons restants vont donc occuper le max d'OA de même énergie, avec des spins parallèles, d'où la configuration finale. Parce qu'une image vaut mille mots :



Et voilà ! Et si vous ne comprenez pas, n'hésitez pas à nous poser vos questions sur le fofo après utilisation de la loupe 😊.

Réponses exactes : B et C

Question 6

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

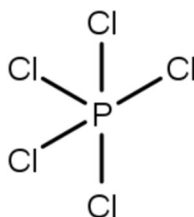
A. Une liaison covalente est dite hétérolytique lorsqu'un atome donne un doublet d'électrons à la liaison

VRAI - C'est exactement ça, lorsqu'une liaison hétérolytique se forme, un atome va donner un doublet d'électrons (base de Lewis) et un atome avec une lacune va accepter de doublet (acide de Lewis).

B. Certains atomes comme le C, N, O et le P doivent respecter la règle de l'octet

FAUX - Attention, seuls le C, N et O respectent cette règle ! Elle permet de former des liaisons pour atteindre la configuration du néon (gaz noble) où sa couche de valence (couche $2s^2$ et $2p^6$) est saturée à 8 électrons. Pour les éléments de la troisième période, la règle de l'octet est une tendance.

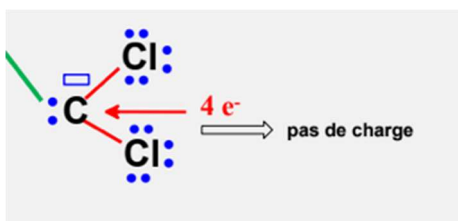
C. Selon la théorie VSEPR, le PCl_5 est AL_5E_0 c'est-à-dire bipyramide trigonale
VRAI - La théorie VSEPR permet de connaître la géométrie d'une molécule. Si on dessine la molécule de PCl_5 , on obtient ceci :



L'atome central est l'atome de phosphore et il possède cinq atomes voisins, tout est donc correct, je vous remets le tableau du cours avec toutes les géométries, à connaître +++

n + m	géométrie	
2	linéaire ex : BeH_2 (de type AL_2E_0)	
3	trigonale plane ex : BF_3 (de type AL_3E_0)	
4	tétraédrique ex : CCl_4 (de type AL_4E_0)	
5	bipyramide trigonale ex : PCl_5 (de type AL_5E_0)	
6	octaédrique ex : SF_6 (de type AL_6E_0)	

D. Le dichlorocarbène (CCl_2) possède une lacune électronique et une charge positive
FAUX - Attention à bien faire la différence entre une lacune et l'apparition d'une charge !
 Une lacune représente une orbitale atomique (case quantique) vide, la règle de l'octet n'est donc pas atteinte. Ici, dans la molécule, le carbone a un doublet non liant (orbitale sp^2 saturée), deux électrons célibataires (dans deux orbitales sp^2) : il nous reste donc une orbitale p vide c'est-à-dire une lacune. Toutefois, un atome possède une charge si son nombre d'électrons diffère de son numéro atomique (charge + si l'atome a perdu un/des électron(s) et une charge - si l'atome en gagne). Dans cette molécule, le carbone possède bien 6 électrons (dont 4 de valence), donc il n'y a pas de charge ! Je vous mets la molécule pour mieux comprendre.



E. Un plan nodal représente un espace où la probabilité de trouver un électron est de 50%
FAUX - Un plan nodal est un espace où la probabilité de trouver un électron est de 0.

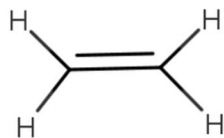
Réponses exactes : A et C

Question 7

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. Chaque carbone de la molécule d'éthylène C_2H_4 est AL_4E_0

FAUX - Attention à bien compter les atomes voisins et non les liaisons ! Ici, les carbones font entre eux une double liaison, donc on compte les atomes voisins, chaque carbone en a 3 donc AL_3E_0 , trigonale plan. Je vous mets la molécule pour mieux visualiser :



B. Une liaison triple est formée par deux liaisons σ et une liaison π

FAUX - Petit piège, désolé. Une liaison triple contient 1 seule liaison σ et 2 liaisons π . Souvenez-vous que la liaison σ est longitudinale donc après il n'y a pas de place pour refaire une autre liaison de même type.

C. Le recouvrement axial est la formation d'une liaison π grâce à la fusion de deux OA p en OM liante et anti liante

FAUX - Piège ! Le recouvrement axial s'appelle aussi longitudinal, c'est la formation d'une liaison σ (à partir de deux OA s ou deux OA p ou d'une OA s et une OA p). Ici, on donne la définition d'une liaison π qui se forme avec un recouvrement latéral (à partir de deux OA p).

D. Les OA p ne peuvent former que des OM π

FAUX - Attention les OA p sont sur trois axes (x, y, z) ! Elles peuvent donc former des liaisons σ sur l'axe x (longitudinal). Courage, vous allez finir par comprendre.

E. Il y a autant d'OA que OM

VRAI - Enfin une réponse correcte. C'est le principe de conservation. S'il y a 2 OA, il y a forcément 2 OM.

Réponse exacte : E

Question 8

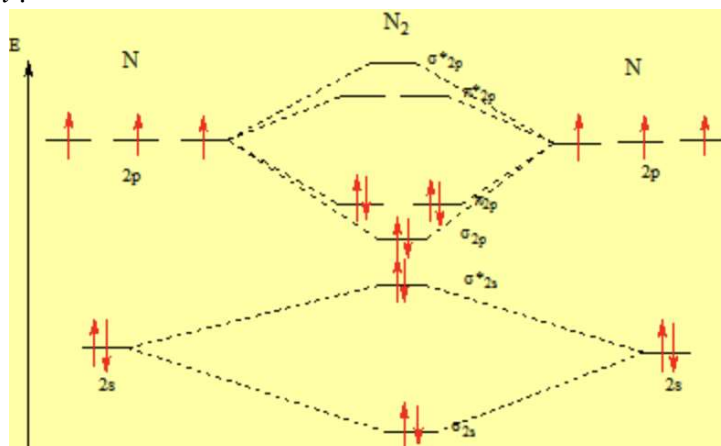
Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. Le recouvrement latéral est plus efficace que le recouvrement longitudinal

FAUX - Encore un piège. On sait que le recouvrement longitudinal (ou axial) permet la liaison σ , elle est plus basse en énergie donc plus stable car la densité électronique y est plus forte. Par conséquent, elle est plus efficace que la liaison π formée par un recouvrement latéral.

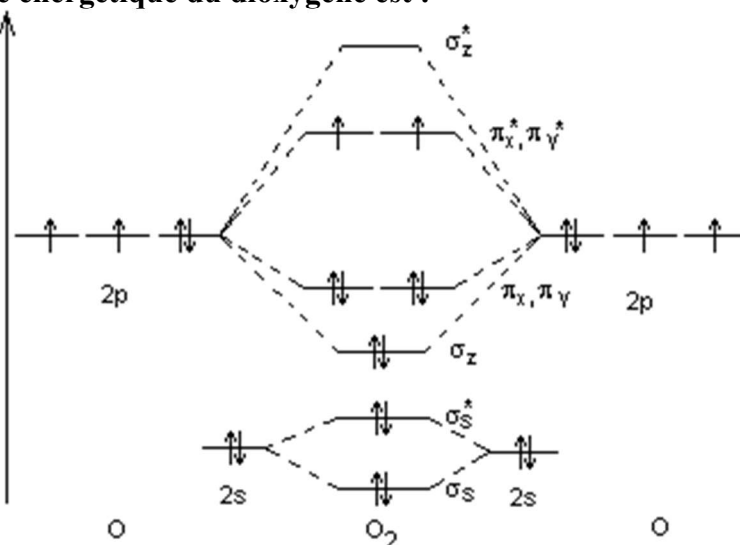
B. L'ordre de liaison du diazote est de 1, c'est-à-dire une liaison σ

FAUX - Pour répondre à cet item, il faut d'abord faire un diagramme énergétique. Ce diagramme ne concerne que les électrons de valence, alors il faut aussi faire la configuration électronique de l'azote : l'azote possède 5 électrons de valence. Ensuite, on remplit les cases quantiques des OM du diagramme par ordre d'énergie CROISSANTE. On obtient le diagramme suivant :



Enfin, on utilise la formule de l'ordre de liaison : $(\text{nombre d'e- dans une OM liante} - \text{nombre d'e- dans une OM anti liante})/2$. Soit pour le diazote, $OL = (8-2)/2=3$. Ici, l'ordre de liaison est de 3 et d'ailleurs, si vous dessinez la molécule de diazote, vous verrez les azotes forment trois liaisons entre eux.

C. Le diagramme énergétique du dioxygène est :



VRAI – Si on utilise la méthode de l'item B, on obtient bien ce diagramme.

D. Plus l'ordre de liaison de liaison est grand, plus la liaison est forte

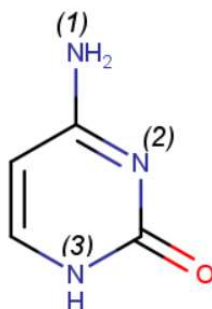
VRAI - Effectivement, quand l'ordre de liaison est grand cela signifie qu'il y a plus de liaisons donc c'est plus fort. Petit conseil : pensez à l'union fait la force.

E. Le diagramme énergétique respecte les mêmes règles que la configuration électronique

VRAI – Les OM sont soumises aux mêmes règles que les OAs comme elles sont issues de la fusion d'OA. On continue donc de respecter la règle de remplissage, le principe de Pauli et la règle de Hund.

Réponses exactes : C, D et E

La cytosine est une des quatre bases azotées, constituants de base des nucléotides avec le désoxyribose et l'acide phosphorique.



Molécule de cytosine

Question 9

Concernant la molécule de cytosine, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?

A. L'atome d'oxygène est hybridé sp^2

VRAI - L'atome d'oxygène est porteur de deux DNL et possède un voisin (le carbone doublement lié), $n + m = 3$, O est sp^2 et donc trigonal plan.

B. L'atome d'azote (1) possède 4 OA sp^3

FAUX - Et non, question récurrente ! Certes N(1) a 3 voisins et un DNL, donc $n + m = 4$; cependant, on peut décrire un motif de conjugaison $p-\sigma-\pi$ (voir ci-dessous) donc le DNL du N(1) est délocalisable comme suit :



Le N(1) est donc hybridé sp^2 , il possède 3 OA sp^2 et une OA p pure perpendiculaire au plan de la molécule qui contient le DNL délocalisable. C'est de cette OA p pure que part la délocalisation des électrons, elle permet l'établissement de la double liaison C-N dans la forme mésomère à droite. Ça va rentrer !

C. L'oxygène exerce un effet mésomère donneur

FAUX - L'oxygène est mésomère accepteur ! Pour ce genre de questions, on vérifie toujours qu'il y a bien mésomérisation en repérant si la liaison ou l'atome mentionné appartient à un motif de délocalisation (les motifs sont à connaître +++). Ici c'est bien le cas, on a un motif $p-\sigma-\pi$ avec le DNL de l'azote (3). Ensuite, sache que la délocalisation des électrons ne partira jamais d'une double liaison C-O (ou C-N d'ailleurs). Ici, l'oxygène est ici hybridé sp^2 et aucun de ses deux DNL n'est dans l'OA p pure, c'est la double liaison C-O qui s'en sert. Aucun des DNL de l'oxygène n'est délocalisable, il n'a rien à donner au système de conjugaison, il ne peut que recevoir l'électron délocalisé.

D. Tous les carbones de la molécule de cytosine sont hybridés sp^2
VRAI - Les trois carbones ont 3 voisins, $n + m = 3$, hybridation sp^2 .

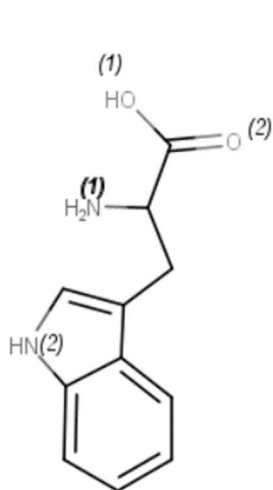
E. La molécule suivante est une forme mésomère de la cytosine :



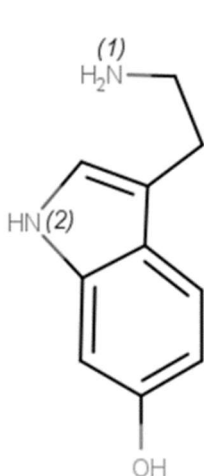
FAUX - Tu peux répondre à cette question très rapidement en remarquant que l'enchaînement des atomes n'est pas le même puisque N(3) n'est plus lié à son hydrogène alors que N(2) a gagné un hydrogène ! La mésomérie n'est qu'un déplacement des électrons le long du système π sans réarrangement des atomes. On est ici face à une forme tautomère (déplacement d'un hydrogène en cohérence avec un réarrangement du système π). Lien avec le cours de stéréo <3.

Réponses exactes : A et D

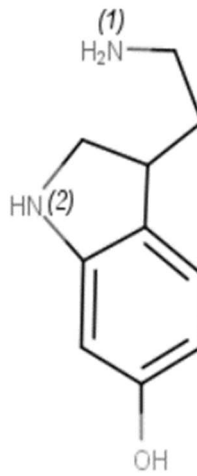
La sérotonine est un neurotransmetteur synthétisé dans le cerveau postérieur et le duodénum à partir du tryptophane, acide aminé apolaire. Il s'agit d'un des principaux neurotransmetteurs du système nerveux central, notamment mis en cause dans les mécanismes de la dépression.



Tryptophane



Sérotonine



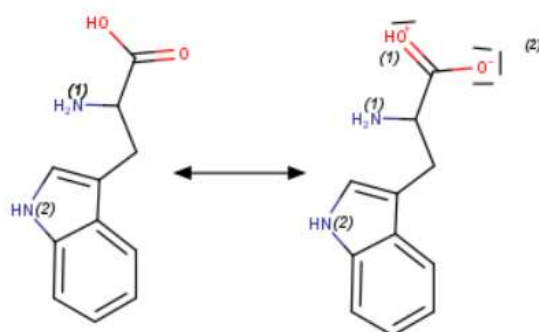
Molécule A

Question 10

Concernant les molécules représentées ci-dessus, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?

A. Il existe une forme mésomère du tryptophane comportant un oxygène chargé positivement et un oxygène chargé négativement.

VRAI - Et oui, on repère le motif de conjugaison p-σ-π partant du DNL délocalisable de O(1) jusqu'à O(2). Dans la forme mésomère, O(1) établit une double liaison avec le carbone en lui « donnant » un des électrons du DNL délocalisable. O(1) ayant perdu un électron par rapport à son état fondamental, il porte la charge +. Le carbone rompt sa double liaison avec O(2) (sinon il ne respecterait plus la règle de l'octet) et O(2) récupère les deux électrons de la liaison π rompue, il porte alors la charge formelle -. Parce qu'une image vaut mille mots :



B. Le tryptophane est un composé aromatique

VRAI - On utilise pour cela les fameuses règles de Hückel (à apprendre par cœur malheureusement mais pas de panik, elles se retiennent facilement en s'entraînant) :

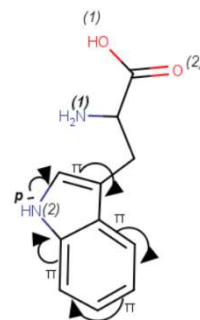
1. Le composé a un/des cycle(s).
2. Le squelette sigma du/des cycle(s) est plan.
3. Les électrons se déplacent sans discontinuité dans le(s) cycle(s).
4. Il y a $4n+2$ e délocalisables sur le(s) cycles avec n un entier positif.

Ces électrons sont ceux, pour rappel, des OA p pures et des liaison π conjuguées.

Pour l'hexacycle : tous les carbones ont 3 voisins (n'oublie pas les hydrogènes non représentés) donc $n + m = 3$, géométrie trigonale plane ; l'ensemble du cycle est plan.

Pour le pentacycle : tous les carbones sont sp^2 donc trigonaux plans comme pour l'autre cycle et le DNL de l'azote (2) est délocalisable donc N(2) est trigonal plan. Le cycle est donc plan.

Il existe un motif p- σ- π- σ- π... ininterrompu sur les deux cycles en partant de N(2) :



On compte maintenant les électrons délocalisables : 1 DNL du N(2) + 4 doubles liaisons C-C soit 10 électrons délocalisables = $4 \times 2 + 2$ électrons donc les règles de Hückel sont vérifiées. Donc les deux cycles du tryptophane sont aromatiques.

NB : Individuellement, les cercles sont aromatiques puisqu'on compte 6 électrons (soit $4 \times 1 + 2$) appartenant à la base à l'hexacycle et également 6 électrons appartenant au pentacycle (cela se voit en déplaçant les doubles liaisons de l'hexacycle).

C. Les deux azotes du tryptophane sont dans le même état d'hybridation

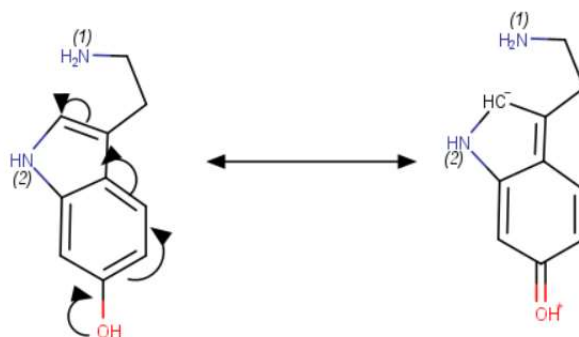
FAUX - N(1) est sp^3 , son DNL n'est pas délocalisable car il n'y a pas de motif de conjugaison, tandis que le DNL de N(2) l'est (cf. item B), donc N(2) est sp^2 .

D. La molécule de sérotonine est plane

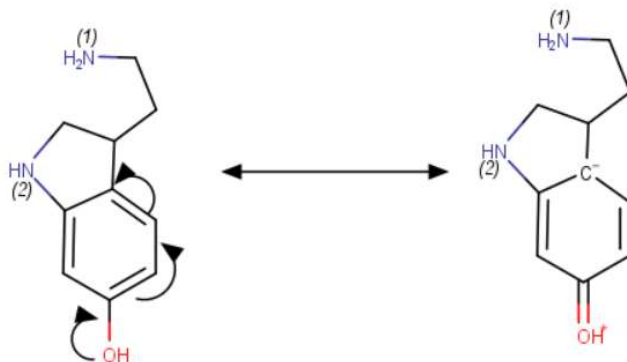
FAUX - Attention ! Ici on change de molécule d'intérêt, on ne parle plus du tryptophane mais de la sérotonine. Ensuite, ce n'est pas parce que les cycles sont plans que l'ensemble de la molécule l'est. Dans la sérotonine, les deux carbones constituant la chaîne au-dessus du cycle ils sont sp^3 donc tétraédriques ! Certains atomes portés par cette chaîne sortent donc du plan défini par les cycles.

E. La délocalisation du doublet non liant de l'oxygène est plus importante chez la sérotonine que la molécule A, donc la liaison O-H est moins polarisée pour la sérotonine par rapport à la molécule A.

FAUX - C'est la fin qui pêche. Reprenons les deux molécules en comparant jusqu'où on peut délocaliser le DNL de l'oxygène dans les deux cas :



Sérotonine :



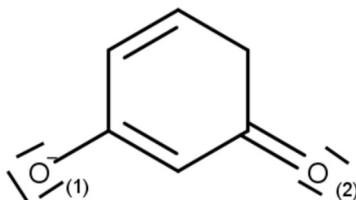
Molécule A :

A chaque fois, le carbone chargé négativement est l'atome le plus éloigné qui peut porter le DNL délocalisé de l'oxygène ; ce carbone est plus éloigné pour la sérotonine donc le début de l'item est juste. En revanche, le fait que la délocalisation soit plus importante implique une densité électronique plus faible pour l'oxygène de la sérotonine que celui de la molécule A. Comme l'oxygène est un élément électronégatif, plus il manque d'électrons, plus il tire sur ceux de ses voisins. En l'occurrence, l'oxygène va davantage polariser la liaison O-H chez la sérotonine (en d'autres termes, l'effet inductif exercé par O est plus important). L'item était donc faux.

Réponses exactes : A et B

Question 11

Concernant la molécule B représentée ci-dessous et la molécule de diazote (non représentée), quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?



Molécule B

A. Les orbitales π de la liaison N-N du diazote sont perpendiculaires au à l'axe sigma et parallèles entre elles

FAUX - Représentons le schéma de Lewis du diazote : on sait que l'azote possède 5 électrons de valence car il appartient à la 5^{ème} colonne du tableau périodique (sinon on établit la configuration électronique pour vérifier :



Deux de ces électrons de valence s'assemblent pour former un DNL, les 3 autres restent célibataires. Ces 3 électrons célibataires forment une triple liaison en s'associant aux trois électrons célibataires de l'autre azote comme suit :



Chaque azote possède 1 voisin et 1 DNL, $n + m = 2$ donc son hybridation est sp . Il possède deux OA p pures perpendiculaires aux OA sp et entre elles, ces OA p pures permettent de former OM π du diazote. Ces OM π sont donc perpendiculaires à la fois à l'axe sigma et entre elles.

B. Les trois doublets non liants de l'oxygène (1) de la molécule B sont délocalisables

FAUX - On relève un motif $p-\sigma-\pi$ partant de O(1). La délocalisation d'un DNL de O(1) est donc possible. Cependant, l'hybridation d'O(1) est sp^2 . Pour qu'un doublet soit délocalisable, il doit être dans une OA p pure. Or il n'y en a qu'une dans une hybridation sp^2 , elle est occupée par le seul et unique DNL délocalisable.

C. Un atome porteur d'une charge positive possède nécessairement une lacune électronique

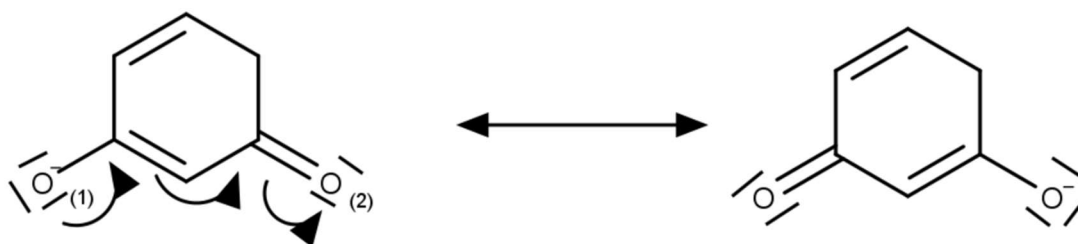
FAUX - Ce sont deux choses indépendantes. Exemple avec le NH_4^+ : l'azote a formé 4 liaisons N-H, il est entouré de 4 doublets d'électrons donc l'octet est respecté, pas de lacune électronique. En revanche, il est bien chargé positivement : il a perdu un électron (un de ses 5 électrons de valence propres) pour avoir un électron célibataire au lieu d'un DNL comme c'est le cas de N à l'état isolé (cf. schéma de l'item A). Sinon, il ne pourrait se lier qu'à 3 hydrogènes.

D. La molécule B est aromatique

Et non ... L'unique cycle de la molécule B n'est en effet pas plan à cause du carbone sp^3 en haut à droite... et en plus le motif $\pi-\sigma-\pi$ n'est pas ininterrompu dans le cycle.

E. Les deux liaisons carbone-oxygène sont équivalentes

VRAI - Surprenant mais vrai ! Cela est dû au fait qu'on peut délocaliser un DNL de O(1) jusqu'à O(2) :

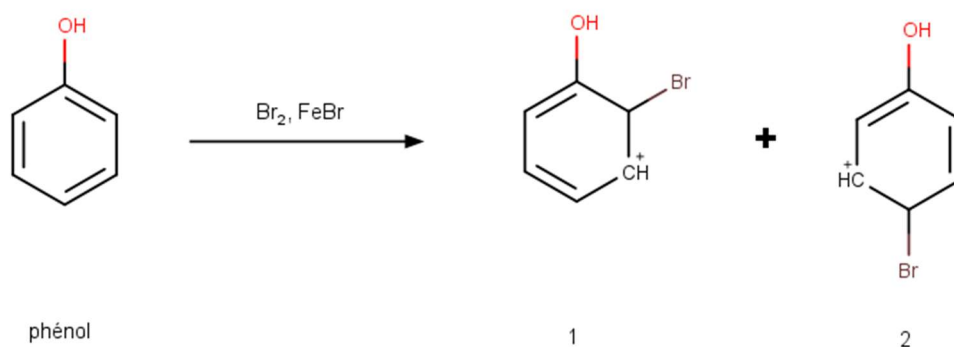


Finalement, chacune des liaisons C-O est alternativement simple et double. Elles sont donc équivalentes en termes de longueur et de solidité (une liaison multiple étant plus courte et plus solide qu'une simple).

Réponses exactes : E

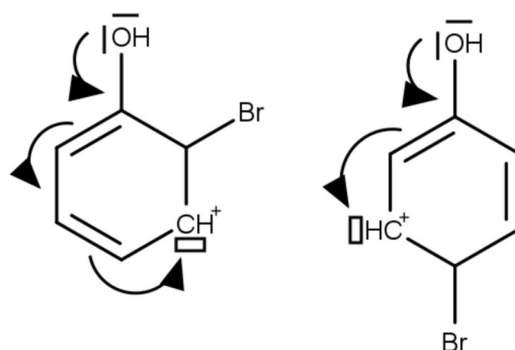
Question 12

À propos des molécules de la réaction suivante, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?



A. Les carbocations des composés 1 et 2 peuvent être stabilisés par un effet mésomère donneur du groupement alcool

VRAI - Les formes mésomères ci-dessous le montrent :



B. La molécule 2 a un pKa plus élevé que le phénol

FAUX - Dans la molécule 2, le carbocation exerce un effet mésomère accepteur ainsi qu'un puissant effet inductif attracteur sur le groupe alcool. Le Brome, même s'il est éloigné du groupe alcool, est un halogène et offre donc un petit effet inductif attracteur en bonus. Tous ces effets tendent à polariser la liaison OH, favorisant l'éjection du proton. La molécule 2 est donc plus acide que le phénol : elle a un pKa plus faible.

C. La molécule 1 a un pKa plus faible que la molécule 2

VRAI – Dans ce type de question on note tous les effets qui sont exercés sur nos petites molécules. Ici, chaque molécule présente plusieurs effets favorisant l'acidité. Pour simplifier le raisonnement, on va comparer ces effets 2 à 2. On observe tout d'abord un effet mésomère accepteur de la part du carbocation (cf. item A). Pour la molécule 1 la délocalisation est plus importante que pour la molécule 2, l'effet mésomère attracteur est donc plus fort pour la molécule 1. Ensuite, on observe un effet inductif attracteur de la part du carbocation : cet effet a la même intensité dans les deux molécules car la distance entre le groupe alcool et le carbocation est la même. Enfin le brome exerce un effet inductif attracteur sur le groupe alcool : c'est un halogène dont l'effet est plus puissant dans la molécule 1 que dans la 2 puisqu'il est situé plus près du groupe alcool (l'effet inductif s'atténue avec la distance) ! La molécule 1 est donc plus acide que la molécule 2 : elle a un pKa plus faible.

D. La molécule 1 est plane

FAUX - Les carbones impliqués dans les doubles liaisons sont hybridés sp^2 . Le doublet non liant de l'oxygène qui est délocalisable fait partie du système p : cet oxygène est donc trigonal plan, hybridé sp^2 . Le carbocation, trivalent, a une géométrie trigonale plane : il est également sp^2 . C'est le dernier carbone qui rend l'item faux : il est relié, en plus du brome et du reste du cycle, à un hydrogène que la figure ne montre pas. L'hybridation de ce dernier carbone est sp^3 et il ne participe pas au système p. Il a donc une géométrie tétraédrique, attention au piège !

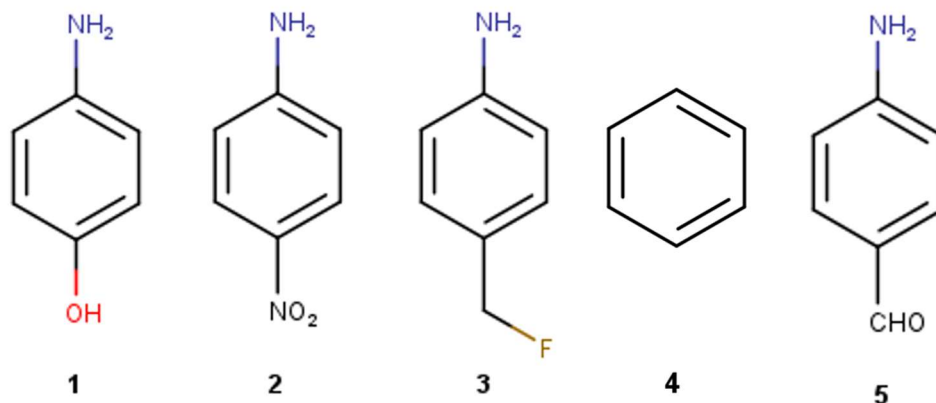
E. Dans les molécules 1 et 2, le brome est un mésomère donneur

FAUX - Dans ces deux molécules, le Brome est immédiatement suivi par deux liaisons simples successives : impossible d'établir une mésomérie sans motif de conjugaison. Il serait plutôt inductif attracteur (cf item C).

Réponses exactes : A et C

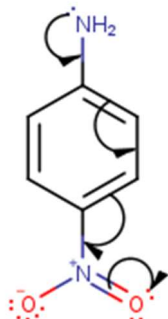
Question 13

À propos des molécules suivantes, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?



A. Le groupe amine (-NH₂) de la molécule 1 est plus basique que celui de la molécule 2

VRAI - Le groupe alcool dans la molécule 1 et le groupe nitro (-NO₂) dans la molécule 2 exercent tous deux un effet inductif attracteur, mais le groupe nitro dans la molécule 2 exerce en plus un effet mésomère accepteur sur un doublet non liant du groupe amine, comme le montre le schéma suivant :



Tant qu'il n'y a pas d'halogène, l'effet mésomère l'emporte sur l'effet inductif : les électrons du groupe amine de la molécule 2 sont donc plus délocalisés que ceux de la molécule 1. L'amine de la molécule 1 est donc plus apte à accueillir un proton que celui de la molécule 2 (car l'amine de la molécule 1 est moins stable) : le groupe -NH₂ de la molécule 1 est donc plus basique que celui de la molécule 2.

B. Le groupe amine (-NH₂) de la molécule 3 est plus basique que celui de la molécule 2

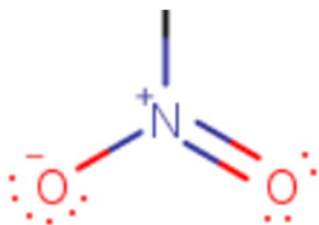
VRAI - Comme pour la question A, on a des effets inductifs et mésomères attracteurs pour la molécule 2, et seulement un effet inductif pour la molécule 3. Attention à ne pas surestimer la puissance du fluor ! Certes c'est un halogène, mais il est séparé de l'amine par 5 atomes, son effet inductif est donc considérablement diminué (on considère l'effet inductif amorti au bout de 3 liaisons). Comme pour l'item A, c'est donc l'effet mésomère accepteur du groupe nitro de la molécule 2 qui cause la délocalisation la plus forte. L'amine de la molécule 3 est donc plus apte à accueillir un proton que celui de la molécule 2 : il est donc plus basique.

C. Le composé 4 peut être facilement dissous dans l'eau

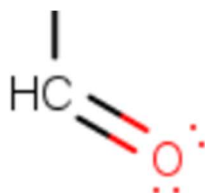
FAUX - Petit item sur la polarité. Ici la molécule possède un centre de symétrie. La molécule est apolaire et sera difficilement dissoute dans le solvant polaire qu'est l'eau.

D. L'écriture de la forme de Lewis du composé 2 montre l'existence de charges formelles

VRAI - Attention à ne pas confondre charge formelle et charge globale : même si la molécule est neutre, on observe des charges positives et négatives au sein du groupe nitro (on peut retrouver la forme développée facilement, mais il vaut mieux la connaître) :



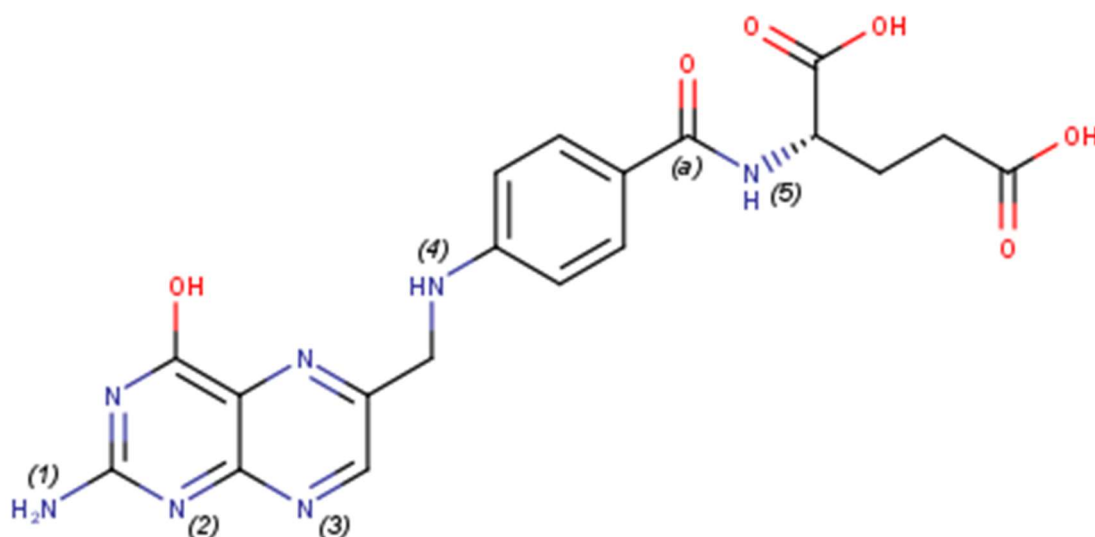
E. L'écriture de la forme de Lewis du composé 5 montre l'existence de charges formelles
FAUX - Que nenni, aucun atome n'est chargé dans le groupe carbonyle :



Réponses exactes : A, B et D

Question 14

À propos de la vitamine B9 représentée ci-dessous, quelle est la (ou quelles sont les) propositions exactes ?

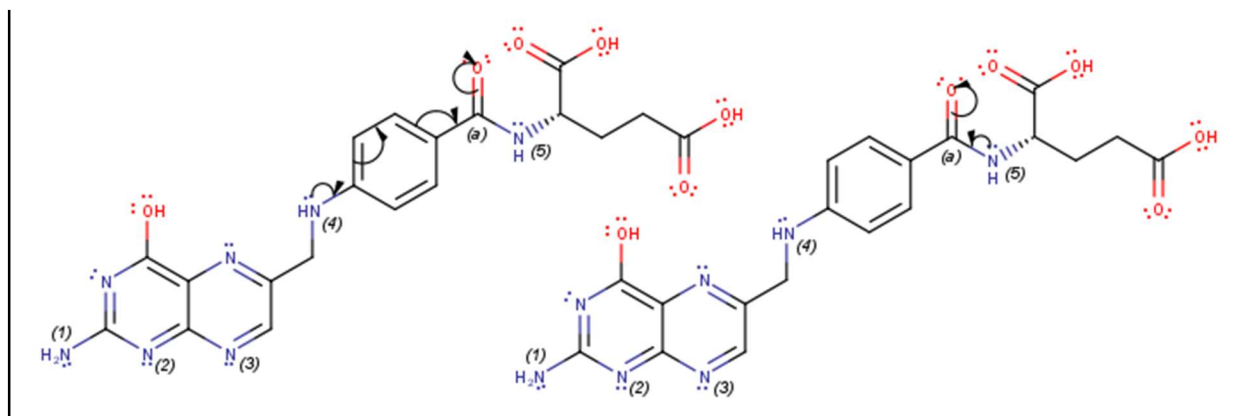


A. L'azote (1) est plus basique que l'azote (4)

VRAI - On compare la basicité en faisant le bilan des effets inductifs et mésomères s'exerçant sur les azotes concernés. Sur les azotes (1) et (4), on ne remarque pas d'effet inductif mais des mésoméries sont possibles. Du côté de l'azote (1) on ne remarque pas de groupe mésomère particulièrement attracteur (les azotes du cycle, bof) mais l'azote (4), lui, est conjugué avec le groupe C=O qui est un véritable « puits à électrons ». Les électrons de l'azote (4) sont donc plus fortement délocalisés que ceux de l'azote (1). L'azote (1) aura plus de facilité à capter un proton, il est donc plus basique. Il est important de connaître les groupes attracteurs et donneurs en mésomérie / induction !

B. Les atomes d'azote (4) et (5) peuvent tous deux diminuer l'électrophilie du carbone (a) par des effets mésomères

VRAI - Un carbone sera d'autant plus électrophile qu'il est éloigné de ses électrons, et inversement (retenez que le carbone est très humain : il veut toujours ce qu'il n'a pas, et le rejette quand il en a trop). Comme le montrent les schémas ci-dessous, des effets mésomères de la part des deux azotes tendent à apporter des électrons en direction du carbone, et donc à diminuer son électrophilie.



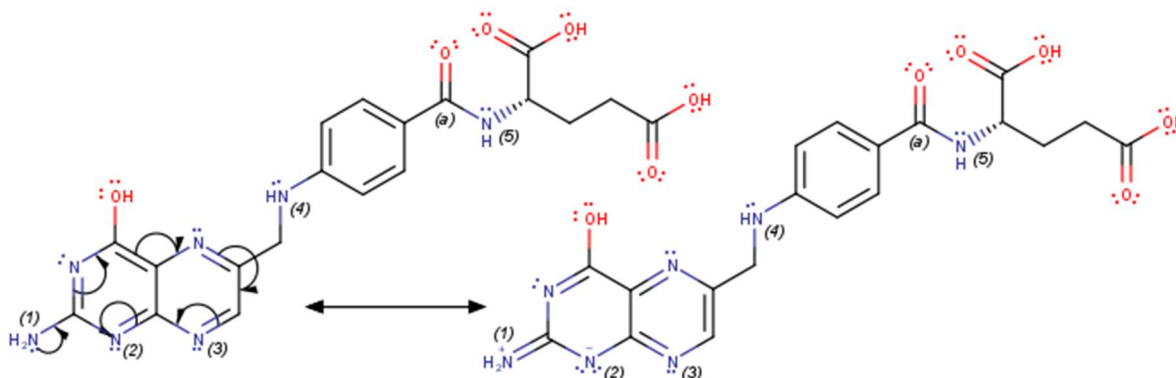
C. Le doublet non liant de l'azote (3) est en interaction latérale avec le système π de son cycle
 FAUX - Cet azote est AL_2E_1 , il est donc d'une géométrie trigonale plane qui ne bouge pas : son doublet non liant est dans une orbitale sp^2 qui ne peut pas interagir avec le système π du cycle, l'orbitale p pure est utilisée pour la double liaison $N(3)=C$.

D. Il est possible d'écrire une forme mésomère de la vitamine B9 dans laquelle tous les atomes d'oxygène sont chargés négativement

FAUX - Il y a 6 oxygènes dans cette molécule ; trois d'entre eux appartiennent à des groupes $C=O$ qui sont effectivement des « puits à électrons » (puissants mésomères accepteurs, qui se chargent négativement facilement) mais les trois autres appartiennent à des groupes alcool conjugués qui sont des mésomères donneurs ! Le seul moyen pour ces trois derniers oxygènes de se charger négativement est de perdre leur proton H^+ lors d'une réaction acide/base, mais ce n'est pas ce dont il est ici question, puisque nous n'aurions plus une forme mésomère mais une molécule différente.

E. Il est possible d'écrire une forme mésomère de la vitamine B9 dans laquelle l'azote (1) est chargé positivement et l'azote (2) est chargé négativement

VRAI - Le schéma suivant le montre bien :



Notez qu'il n'était pas nécessaire que les deux atomes soient directement reliés par mésomérie pour que l'item soit vrai : ils pouvaient aussi bien avoir une mésomérie chacun dans leur coin...

Réponses exactes : A, B et E

Enoncé commun aux questions 15 et 16 :

L'urée ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) est synthétisée dans le foie par la combinaison de deux molécules d'ammoniac (NH_3) avec une molécule de CO_2 dans le cycle d'urée. En médecine, les taux d'urée dans le sang sont un reflet de la fonction rénale, et, dans certaines conditions, de l'apport alimentaire en protéines ainsi que du fonctionnement du foie. Voici, la réaction de synthèse de l'urée à $T = 300^\circ \text{K}$ et à $P = 1 \text{atm}$:



$$\Delta_f H^\circ(\text{urée(s)}) = - 333,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{ammoniac(aq)}) = - 46,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{eau(l)}) = - 285,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{aq})) = - 393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f S^\circ(\text{urée(s)}) = 104,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f S^\circ(\text{ammoniac(aq)}) = 192,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f S^\circ(\text{eau(l)}) = 69,9 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f S^\circ(\text{CO}_2(\text{aq})) = 213,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$RT = 2,5 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ à } 300\text{K}$$

$$\text{Loi de Hess : } \Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{produits}) - \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$$

$$\Delta_r S^\circ = \Delta_f S^\circ(\text{produits}) - \Delta_f S^\circ(\text{réactifs})$$

$$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln(\Gamma)$$

$$\Gamma = ([\text{ac}]^c \times [\text{ad}]^d) / ([\text{aA}]^a \times [\text{aB}]^b) \text{ avec une réaction : } a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$$

Dans les conditions initiales : $[\text{NH}_3] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$, $[\text{CO}_2] = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

a correspond à l'activité du constituant si le composé est un :

- soluté en solution, son activité est égale à sa concentration [i]
- gaz, son activité est égale à sa pression partielle p_i
- solide, ou le solvant d'une solution, $a = 1$

Question 15

Parmi les propositions suivantes, quelle est la (ou quelles sont les) proposition(s) exacte(s) ?

A. Il n'y a pas d'échanges entre le milieu extérieur et un système fermé

FAUX - Et non ! C'est la définition d'un système ISOLÉ. Le système fermé laisse passer l'énergie !

B. La réaction est exothermique dans le sens 1

VRAI - D'abord, on calcule l'enthalpie standard de la réaction à 300°K .

D'après la loi de Hess, $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{produits}) - \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$.

On a donc : $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{urée}) + \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta_f H^\circ(\text{NH}_3) - \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)$

$$\Delta_r H^\circ = - 333,2 + (- 285,8) - 2 \times (- 46,1) - (-393,5) = - 133,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$\Delta_r H^\circ < 0$, donc la réaction est bien exothermique (MNÉMO : pensez à votre EX et les souvenirs NÉGATIFS qu'il vous a laissés).

C. $\Delta_r S^\circ = -42,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

FAUX - Ici, pour calculer l'entropie standard de la réaction à 300° K, on fait le même raisonnement que pour le calcul de l'enthalpie standard de la réaction. Ce qui nous donne :

$$\Delta_r S^\circ = \Delta_f S^\circ(\text{urée}) + \Delta_f S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta_f S^\circ(\text{NH}_3) - \Delta_f S^\circ(\text{CO}_2)$$

$$\Delta_r S^\circ = 104,6 + 69,9 - 2 \times 192,3 - 213,6$$

$$= -424 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} \neq -42,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$\Delta_r S^\circ < 0$ il y a donc l'augmentation de l'ordre dans la réaction.

D. $\Delta_r G^\circ = -6,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$

VRAI – Oui ! Pour cet item, faites particulièrement attention aux puissances de 10 !

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \times \Delta_r S^\circ, \text{ en application numérique, ça nous donne :}$$

$$\Delta_r G^\circ = -133,3 - 300 \times (-424 \times 10^{-3}) = -6,10 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

E. Dans les conditions standards, la réaction n'est pas totale

VRAI - Tout à fait ! La réaction est considérée comme totale si la constante d'équilibre K est supérieure à 10². On utilise la formule $\Delta_r G^\circ = -RT \ln(K) \Leftrightarrow K = \exp(\Delta_r G^\circ / -RT)$.

En application numérique, on obtient :

$$K = \exp(-6,10 / -2,5) \approx \exp(6 / 2,5) \approx \exp(2,4) \approx 11 < 10^2$$

La réaction n'est pas totale.

Réponses exactes : B, D et E

Question 16

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. Un état stationnaire de non-équilibre est possible uniquement dans un système fermé

FAUX - L'état stationnaire de non-équilibre est uniquement possible dans un système ouvert puisque l'on a besoin qu'il rentre des réactifs et qu'il sorte des produits.

B. La réaction est spontanée dans le sens direct

VRAI – Pour déterminer cela, il nous faut trouver le quotient de réaction Γ . On commence par exprimer les différentes activités : l'activité de H₂O et de l'urée vaut 1 car ces espèces sont respectivement le solvant et un solide. Pour l'activité de l'ammoniac et du dioxyde de carbone on prend leur concentration et on n'oublie pas de mettre celle d'ammoniac au carré car le coefficient stœchiométrique de NH₃ est de 2. On obtient :

$$\Gamma = (1 \times 1) / (2^2 \times 0,5) = \frac{1}{2} = 0,5$$

$\Gamma < K$ (cf item E de la Q15) par conséquent la réaction est spontanée dans le sens direct.

C. Pour cette réaction, le quotient de réaction Γ s'exprime en mol.L⁻¹

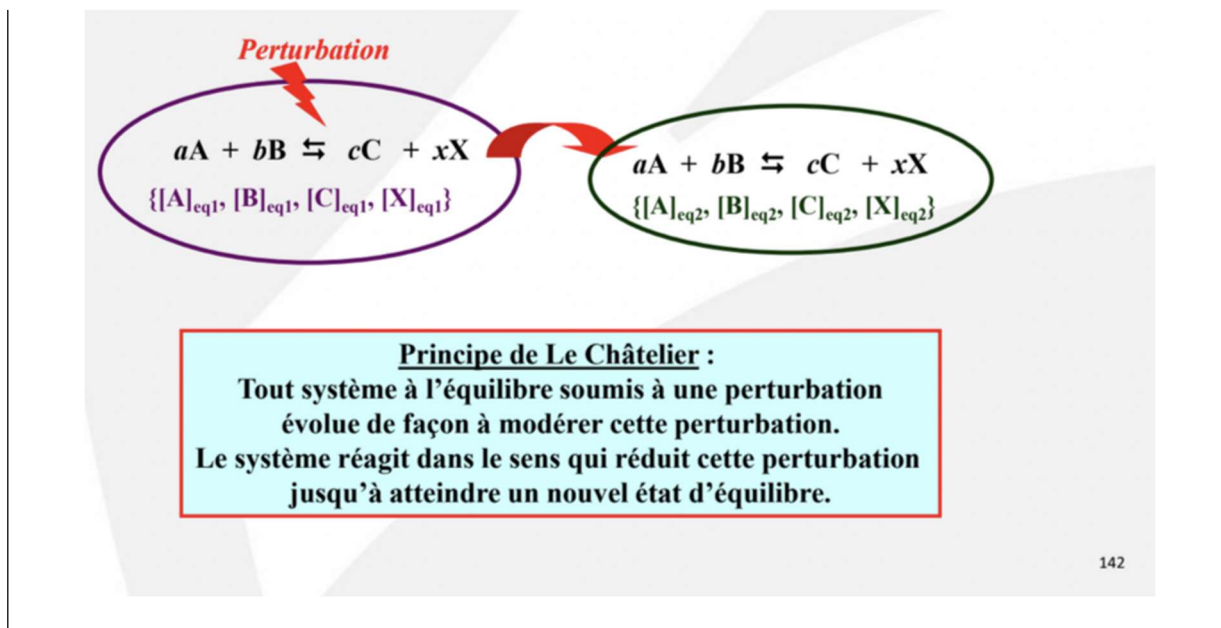
FAUX - ATTENTION ! Un quotient de réaction est un quotient et n'a jamais d'unité ! Si, lorsque vous calculez votre quotient, vous n'avez pas les mêmes unités en haut et en bas de votre fraction, il vous faut diviser chaque pression par $P^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ et chaque concentration par $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

D. La constante d'équilibre K ne dépend que de la température

VRAI - Exactement !

E. D'après le principe de Le Châtelier, tout système soumis à une perturbation cherche à modérer cette perturbation

VRAI - C'est bien ça ! Je vous mets la diapo du cours.



Réponses exactes : B, D et E

Rappel de formules :

Acide fort AF : $\text{pH} = -\log ([\text{AF}])$ si $\text{pH} \leq 6,5$

Acide faible af : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log [\text{af}])$ si $\text{pH} \leq 6,5$ et si $\text{pH} \leq \text{pK}_a - 1$

Base forte BF : $\text{pH} = 14 + \log ([\text{BF}])$ si $\text{pH} \geq 7,5$

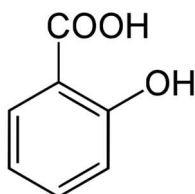
Base faible bf : $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \log [\text{bf}])$ si $\text{pH} \geq 7,5$ et si $\text{pH} \geq \text{pK}_a + 1$

Relation de Henderson-Hasselbach pour un couple (AH/A-) : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log ([\text{A-}]/[\text{AH}])$

Constante d'acidité $\text{K}_a = 10^{-\text{pK}_a}$

On prépare trois solutions :

- Une solution **S1** de soude NaOH de concentration $4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Une solution **S2** d'acide salicylique $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ de volume 100mL et de $\text{pH} = 2.1$
- Une solution **S3** d'acide salicylique $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ de concentration $5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$



Acide salicylique : $\text{pK}_{a1} (\text{COOH}) = 2,98$; $\text{pK}_{a2} (\text{OH}) = 13.6$

La solution **S4** d'ammoniac NH_3 (base faible) de volume 200 mL, de concentration $2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH} 11,25$.

La solution S5 d'acide chlorhydrique HCl de volume 200mL de concentration $6 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Question 17

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. Plus le K_a d'un couple acide/base augmente, plus la base conjuguée est forte

FAUX - C'est dans le nom constante d'acidité : plus la constante est grande, plus fort est l'acide, et donc plus faible est la base. Ce sont des notions à maîtriser impérativement si vous voulez apprendre un maximum de ces exercices ! Vous pouvez aussi raisonner avec le pK_a : plus le pK_a est faible plus la base conjuguée est faible ; or $K = 10^{-pK_a}$ donc plus le pK_a est élevé, plus K_a est faible.

B. Le pH de la solution S1 est égal à 12,6

VRAI - NaOH est une base forte (à connaître !). On applique la formule donnée dans le cours :



Pour les bases fortes:

$$pH = 14 + \log c_{BF}$$

Hypothèse : l'autoprotolyse de l'eau est négligeable
comme source d'apport des ions HO^-



si $pH \geq 7,5$

En accord avec faits expérimentaux !!

$$\begin{aligned} pH &= 14 + \log [OH^-] \\ pH &= 14 + \log (4 \times 10^{-2}) \\ pH &= 12,6 \end{aligned}$$

Comme $pH \geq 7,5$, l'hypothèse est valide.

C. La solution S2 a une concentration égale à $6 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

FAUX - Petit piège ! On aurait bien aimé bidouiller la formule des acides faibles pour isoler la concentration, mais on ne peut pas l'utiliser car les hypothèses ne sont pas vérifiées : $pK_{a1} - 1 = 2.98 - 1 = 1.98$. Donc, $pH > pK_{a1} - 1$. Pensez toujours à vérifier les hypothèses !



pour les acides faibles:

$$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log c$$

Hypothèse 1 : l'autoprotolyse de l'eau est négligeable
comme source d'apport des ions H_3O^+



si $pH \leq 6,5$

Hypothèse 2 : à l'équilibre, c'est l'acide faible qui reste
majoritaire (car dissociation faible)



$pH \leq pK_a - 1$

D. Le mélange de 1 L de solution S1 et 1 L de solution S3 aboutit à une solution de pH égal à 1,9

VRAI – Je précise que les réactions avec une espèce forte (base ou acide) sont totales. Le mélange de S1 et S3 aboutit à une réaction acide base que l'on peut modéliser par un tableau d'avancement en moles :

	OH^-	+	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$	$\rightarrow$	H_2O	+	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$
x	4×10^{-2}		5×10^{-1}		XXX		0
x _f	0		$5 \times 10^{-1} - x_f = 4,6 \times 10^{-1}$		XXX		4×10^{-2}

OH^- est le réactif limitant, il ne reste plus que le couple $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3/\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$ à l'état final.

On peut donc utiliser la relation d'Henderson-Hasselbach :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3]} \right)$$

$$\text{pH} = 2,98 + \log \left(\frac{(4 \times 10^{-2})}{(4,6 \times 10^{-1})} \right) = 1,9$$

Les volumes sont identiques donc on peut directement utiliser les valeurs du tableau car ils s'annulent ; ce n'est pas toujours le cas (cf Q18 item E) donc soyez attentifs !

E. Le mélange de 500mL de solution S1 et 40 mL de solution S3 aboutit à une solution de pH égal à 8

VRAI – On commence par trouver nos quantités de matières :

$$n(\text{OH}^-) = [\text{OH}^-] \times V_1 = 4 \times 10^{-2} \times 500 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = [\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3] \times V_3 = 5 \times 10^{-1} \times 40 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On réalise un tableau d'avancement en moles:

	OH^-	+	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$	$\rightarrow$	H_2O	+	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$
x	2×10^{-2}		2×10^{-2}		XXX		0
x _f	0		0		XXX		2×10^{-2}

Les deux réactifs sont limitants, il ne reste plus que la base faible $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-$, on peut calculer le pH avec la formule des bases faibles.

Pour les bases faibles:

$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log c$

Hypothèse 1 : l'autoprotolyse de l'eau est négligeable
comme source d'apport des ions HO^-

Hypothèse 2 : à l'équilibre, c'est la base faible qui reste
majoritaire (car réaction faible avec l'eau)

$\rightarrow$ si $\text{pH} \geq 7,5$

$\rightarrow$ $\text{pH} \geq \text{pK}_a + 1$

Il nous faut donc trouver $[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-]$. Pour cela, on utilise la formule :

$$[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-] = n(\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-) / V_{\text{solution}} = 2 \times 10^{-2} / (540 \times 10^{-3}) = 3,7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \log [\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-])$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (2,98 + \log (3,7 \times 10^{-2}))$$

$$\text{pH} = 8$$

Les conditions sont vérifiées donc le résultat est interprétable !

Réponses exactes : B, D et E

Question 18

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. Le pKa du couple $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$ est égal à 9,2

FAUX - NH_3 est une base faible, on peut bidouiller la formule du pH des bases faibles pour isoler le pKa (cf diapo Q17).

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKa} + \frac{1}{2} \log [\text{NH}_3]$$

$$\text{pKa} = (\text{pH} - (7 + \frac{1}{2} \log [\text{NH}_3])) \times 2$$

$$\text{pKa} = (11.25 - 7 - \frac{1}{2} \log (2 \times 10^{-1})) \times 2 = 9.2$$

Les conditions étaient bien valides, le résultat est interprétable, mais malheureusement il y a un piège, on a écrit le couple sous la forme Base/Acide et non Acide/Base, l'item est donc faux. Je précise que vos profs insistent sur cette écriture dans le cours, c'est pour cela que nous comptons l'item faux.

B. La solution S5 a un pH de 0,2

VRAI - HCl est un acide fort qu'il faut connaître (comme H_2SO_4), on utilise donc la formule du pH d'une solution avec un acide fort :

$$\text{pH} = -\log (6 \times 10^{-1}) = 0,2$$

pH ≤ 6,5, nos conditions sont vérifiées tout va bien.

C. Le pH du mélange de 200 mL de S1 et de la solution S4 se calcule par la formule :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKa} + \frac{1}{2} \log [\text{NH}_3]$$

FAUX - S1 et S4 sont deux bases avec des pKa distincts. Le pH lui, est imposé par la base la plus forte, donc celui au pKa le plus haut :

$$\text{pKa} (\text{NH}_3/\text{NH}_4^+) = 9.2$$

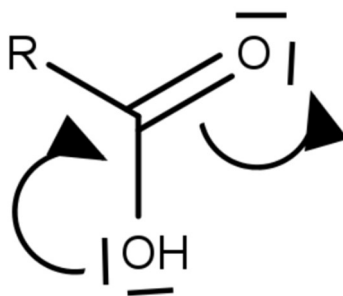
$$\text{pKa} (\text{OH}^-) = 14$$

$$\text{pKa} (\text{OH}^-) > \text{pKa} (\text{NH}_3/\text{NH}_4^+)$$

Le pH de la solution se calculera plutôt avec la formule des bases fortes : $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$.

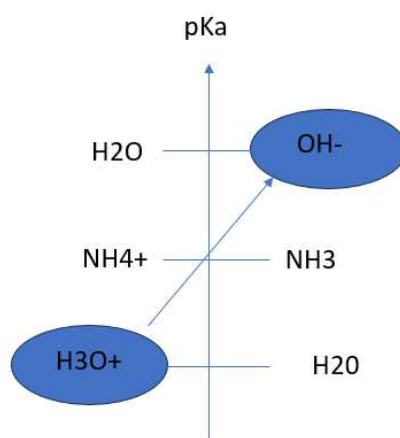
D. La faible valeur du pKa₁ de l'acide salicylique est due à des effets mésomères attracteurs

VRAI – Les effets attracteurs (inductifs ou mésomères) augmentent l'acidité en stabilisant la base conjuguée. Ici on voit que la fonction COOH contient un « puit à électrons » : la liaison $\text{C}=\text{O}$ et ce puits est conjugué avec un DNL du deuxième O comme sur l'image ci-dessous :



Par conséquent le OH de COOH subit bien un effet mésomère attracteur qui augmente son acidité.

E. Le mélange de la solution S4 et S5 avec 400 mL de solution S1 aboutit à un pH égal à 4
FAUX – Item un peu compliqué, il faut s'accrocher : tout d'abord on sait que dans notre solution on a 3 espèces au départ : HO^- , H_3O^+ et NH_3 , les espèces les plus fortes réagissent ensemble : pour savoir lesquelles on réalise une échelle de pKa :



Tout d'abord la soude et les ions H_3O^+ vont réagir ensemble : il nous faut nos quantités de matières :

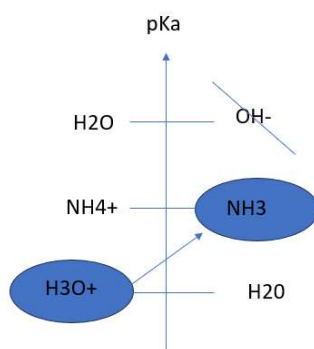
$$n(\text{HO}^-) = [\text{HO}^-] \times V_{\text{prélevé}} = 4 \times 10^{-2} \times 0,4 = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_5 = 6 \times 10^{-1} \times 0,2 = 1,2 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

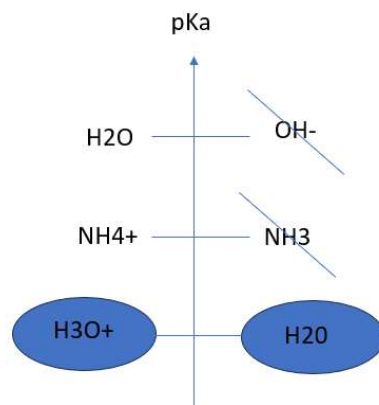
$$n(\text{NH}_3) = [\text{NH}_3] \times V_4 = 2 \times 10^{-1} \times 0,2 = 4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

	OH^-	+	H_3O^+	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}$
x	$1,6 \times 10^{-2}$		$1,2 \times 10^{-1}$		XXX
x_f	0		6×10^{-2}		XXX

A présent comme la soude est consommée, les ions H_3O^+ réagissent avec le NH_3 .



	NH_3	+	H_3O^+	$\rightarrow$	H_2O	+	NH_4^+
x	4×10^{-2}		6×10^{-2}		XXX		0
x_f	0		2×10^{-2}		XXX		4×10^{-2}



Il n'y a plus de base pour réagir avec H_3O^+ , on calcule donc le pH avec la formule de l'acide le plus fort restant : $pH = -\log [H_3O^+]$.

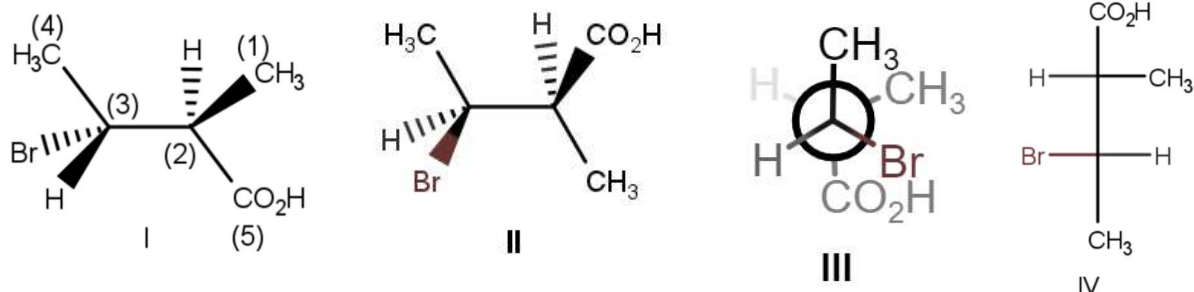
Or, $[H_3O^+] = n(H_3O^+)/V_{solution} = (2 \times 10^{-2}) / ((200 + 200 + 400) \times 10^{-3}) = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Donc $pH = -\log (2,5 \times 10^{-2}) = 1,6$.

Attention, il ne faut surtout pas oublier le changement du volume par l'addition des différentes solutions, là où on pouvait l'omettre pour la formule d'HH (cf Q17 item D). Ce n'était pas un item facile bravo d'être allés au bout !

Réponses exactes : A, B et D

On s'intéresse aux molécules **I**, **II**, **III** et **IV** représentées ci-dessous.

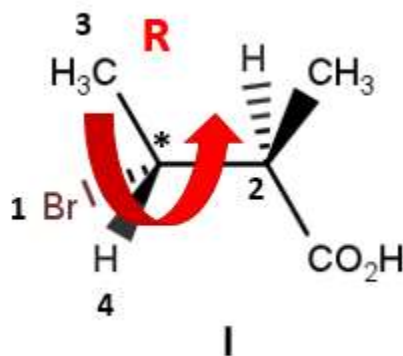


Question 19

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. Le classement des substituants selon les règles CIP du carbone (2) de la molécule I est : C(5) n°1, C(3) n°2, C(1) n°3 et H n°4

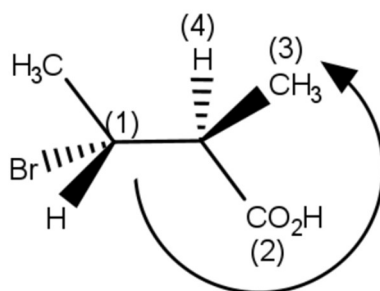
FAUX – Alors pour appliquer la règle de Cahn – Ingold – Prelog, on classe les différents atomes de la molécule I selon leur Z : $Z(\text{Br}) > Z(\text{C}) > Z(\text{H})$. On compare ensuite les Z des atomes directement liés au C* : on a 3 carbones et un hydrogène, l'hydrogène est donc le substituant n°4. Pour départager C(1), C(3) et C(5), on compare leurs liaisons respectives : C(1) est lié à H, H et H ; C(2) est lié à O, O et O et C(3) est lié à Br, C et H. Comme parmi ces atomes le Brome a le Z le plus élevé c'est le C(3) et non le C(5) qui est le substituant n°1. Le vrai classement des substituants selon les règles CIP est : C_2BrH n°1, CO_2H n°2, CH_3 n°3 et H n°4.



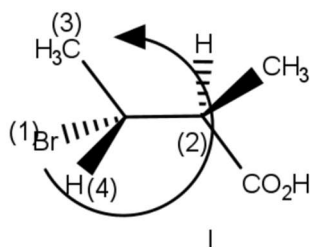
En appliquant cette méthode pour les autres C^* , on trouve **I**(2S,3R) et **II**(2R,3S) : Les configurations absolues sont inversées donc les molécules **I** et **II** forment un couple d'énantiomères !

B. La molécule I est de configuration (2S, 3S)

FAUX - Commençons par trouver la configuration du C(2) comme on a déjà classé ses substituants dans l'item B : le H est ici à l'arrière du plan donc pas besoin d'inverser la configuration lue. Pour relier les substituants 1, 2 et 3 on tourne dans le sens inverse des aiguilles d'une montre comme sur l'image ci-dessous donc le carbone 2 est de configuration S

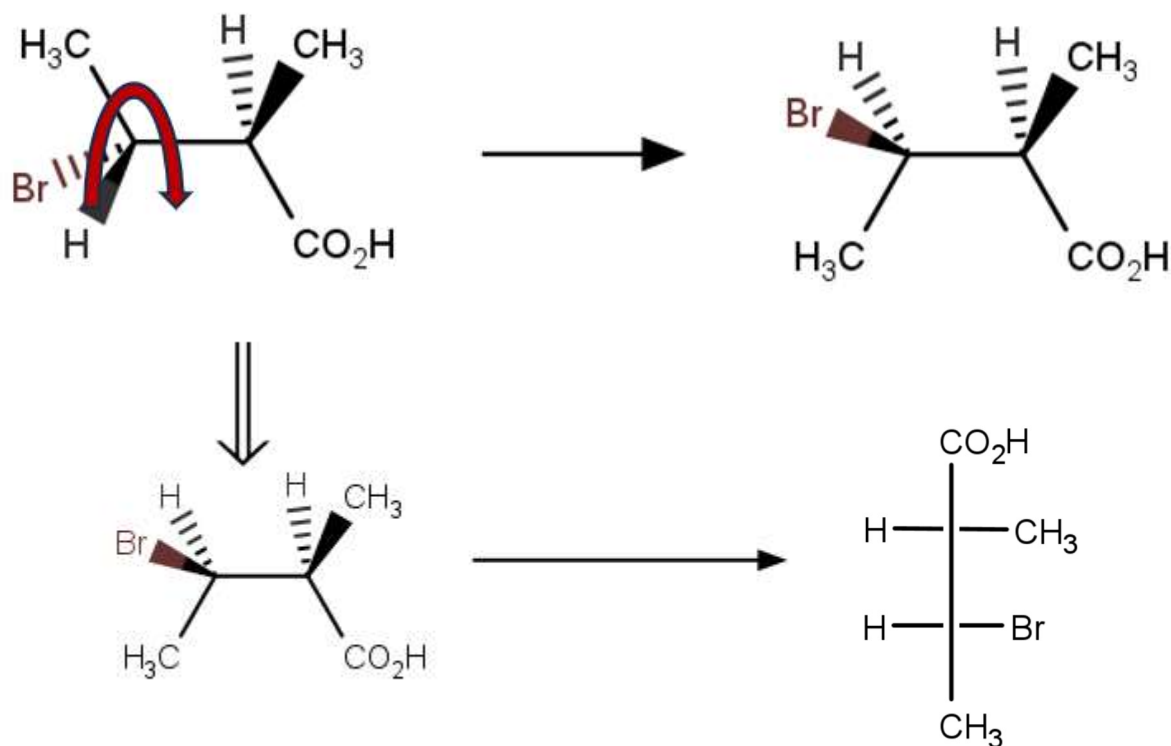


Passons au carbone 3 : on classe les substituants selon les règles CIP ce qui nous donne Br n°1, C(2) n°2, C(4) n°3 et H n°4. Ici, le H est en avant du plan il nous faudra donc inverser la configuration lue : on tourne dans le sens inverse des aiguilles d'une montre (configuration lue S) le C(3) est donc R. La molécule I est de configuration (2S, 3R).



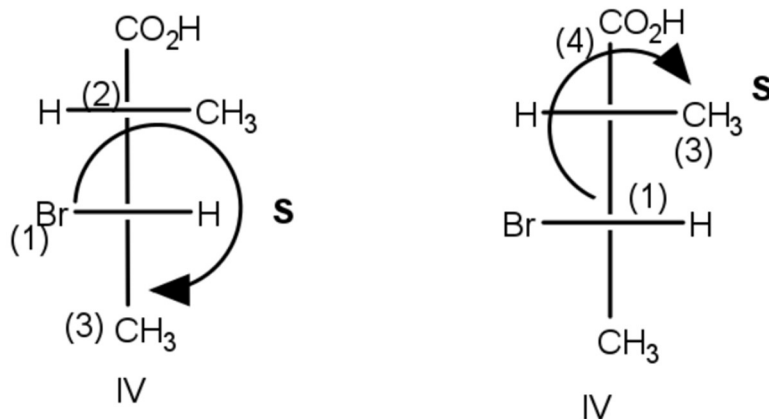
C. Les molécules I et IV sont des diastéréoisomères

VRAI – Nouvelle mission : passer de Cram à Fischer : il faut s'imaginer dans l'espace en train de pivoter les trois liaisons pour placer la liaison dans le plan (CH_3) vers le bas. Ensuite, en regardant notre molécule du dessus avec le groupe le plus oxydé en haut, ça devient beaucoup plus facile de passer en Fischer :



Vous pouviez aussi passer de Fischer à Cram ! Il suffisait de suivre les étapes dans le sens inverse. Si jamais vous avez un doute sur représentation refaites les configurations absolues des C^* : elles doivent rester les mêmes entre les représentations. Ici on voit que les molécules I et IV conservent la même configuration de $\text{C}(2)$ mais la configuration de leur carbone 3 est différente : ce sont bien des diastéréoisomères.

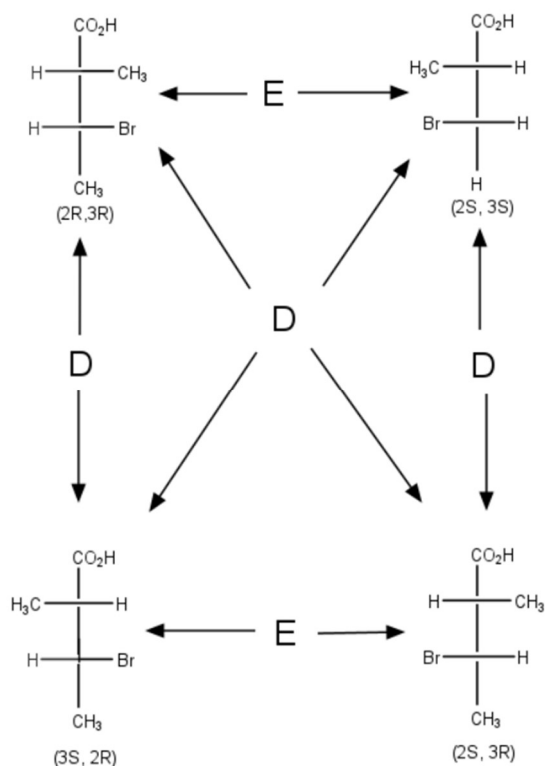
**D. La configuration absolue des carbones asymétriques de la molécule IV est (2S,3S)
VRAI - On vérifie les configurations en appliquant la même méthode qu'à l'item A,
donc :**



Dans les deux cas, le groupement le plus faible (H) est à l'horizontal, donc on n'oublie surtout pas d'inverser la configuration lue (Fischer est un menteur !). Ici on tourne dans le sens des aiguilles d'une montre mais c'est bien 2(S) et 3(S). Si vous voulez aller plus vite vous pouviez voir que par rapport à la molécule I, la configuration de C(2) est la même et celle de C(3) s'inverse : on trouve bien une molécule IV de configuration (2S, 3R).

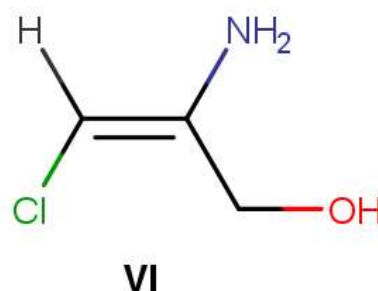
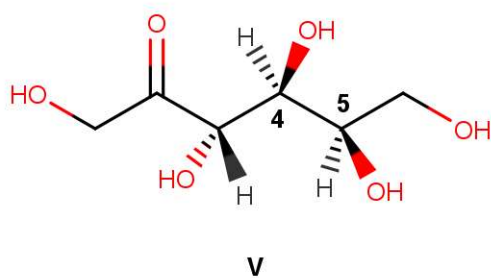
E. Il y a au maximum 2 couples d'énantiomères trouvables pour la molécule IV

VRAI - En effet, pour une molécule à n carbones asymétriques, on peut trouver au maximum 2^{n-1} couples d'énantiomères. Ici, on a 2 C* donc 2 couples d'énantiomères possibles :



Réponses exactes : C, D et E

On s'intéresse à la molécule **V (tagatose)** et **VI** représentées ci-dessous.

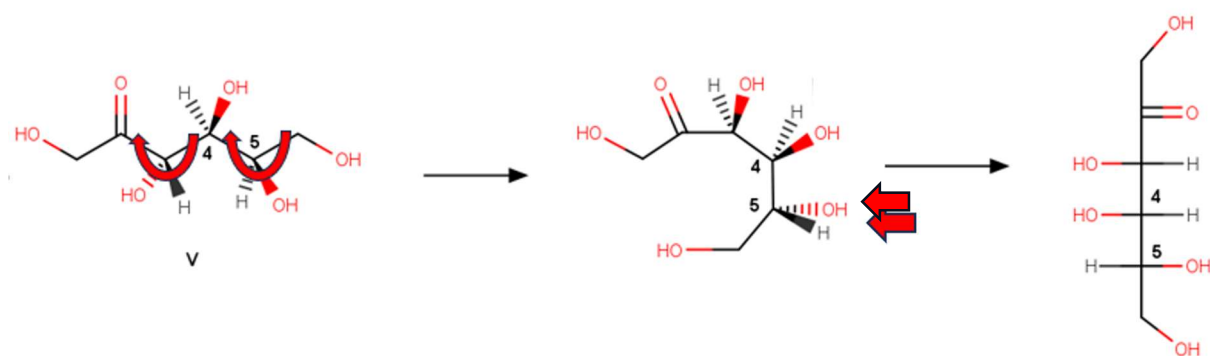


Question 20

Parmi les propositions suivantes, laquelle est (ou lesquelles sont) exacte(s) ?

A. La molécule V est un ose de série D

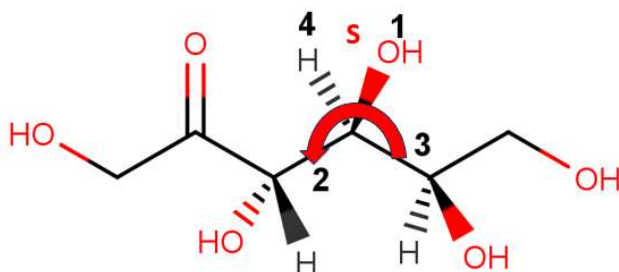
VRAI - Rappel : pour trouver la série d'un ose, on s'intéresse au dernier C* de la molécule en configuration de Fischer. On utilise la même méthode que pour l'item B de la question 19, c'est parti !



On voit bien que C*(5) possède une liaison OH à droite, c'est donc un ose de série D. Cependant pour aller plus vite, on aurait très bien pu pivoter uniquement le C*5 pour vérifier l'affirmation de l'item, soyez malins !

B. Le carbone asymétrique C*4 de la molécule V est de configuration absolue R

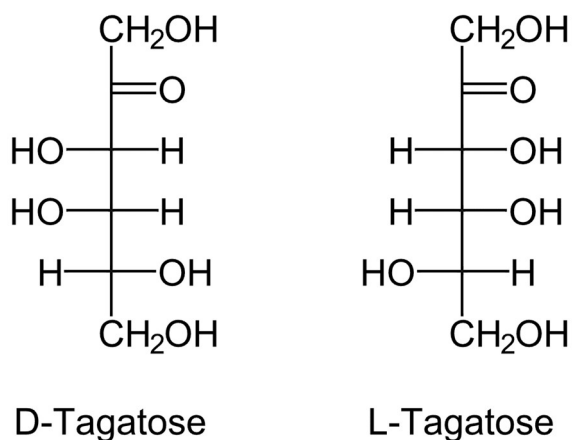
FAUX – Non ! Ne vous précipitez pas pour ce genre d'items et appliquez la règle étape par étape : $Z(O) > Z(C) > Z(H)$. Pour le carbone de gauche, on a O/C/H puis C/O/O. Pour celui de droite on a O/C/H puis O/H/H donc le carbone de gauche est prioritaire.



On tourne dans le sens contraire des aiguilles d'une montre et H se situe en arrière du plan, le C*4 est de configuration S.

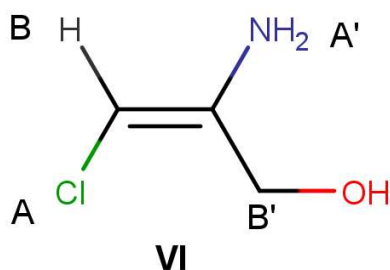
C. Le D-Tagatose et le L-Tagatose forment un couple de diastéréoisomère

FAUX - Attention ! Pour les oses lorsque l'on change de série c'est bien la configuration absolue de tous les C qui change, à ne pas confondre avec les acides aminés où il n'y que la position de NH_2 et H qui est altérée. Le D-Tagatose et le L-Tagatose forment donc un couple d'énantiomères !*



D. La molécule VI est d'isomérisation E

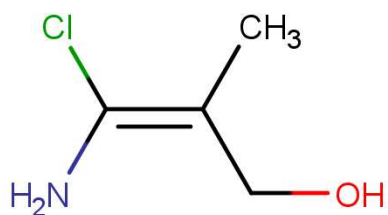
VRAI - Pour déterminer l'isomérisation Z ou E, on applique encore une fois la règle Cahn – Ingold – Prelog : de chaque côté de la double liaison, on classe les substituants par leur masse atomique avec $A > B$ et $A' > B'$.



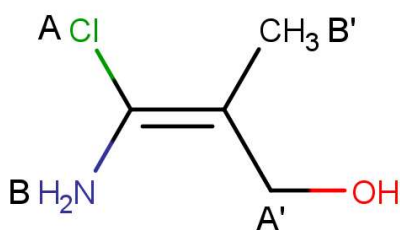
Ici, les substituants ayant la masse atomique la plus grande de leur côté respectif (A et A') sont de part et d'autre de la double liaison, il s'agit d'une isomérisation E.

Un moyen mnémotechnique différent de celui de la PR pour vous : E = les ennemis, donc A et A' sont de part et d'autre de la double liaison, et Z = les z'amis, donc A et A' sont du même côté de la double liaison :).

E. La molécule ci-dessous est d'isomérisme Z



FAUX - C'était pour vérifier si vous aviez bien compris !! Ne vous précipitez pas, on classe bien les substituants en fonction de celui qui a la plus grande masse atomique dans son côté respectif :



On retrouve donc du côté gauche A pour Cl et du côté droit A' pour CH₂OH. Ces substituants sont de part et d'autre de la double liaison donc la molécule est de configuration E.

Réponses exactes : A et D

Ce sujet a été réalisé par :

Rédacteurs : Collyns GALLONDE ALADE (DFGSP2), Sarah HADJ RABIA (DFGSP2), Marie DIDELOT (DFGSM2), Antoine LEPIDEV (DFGSM2), Victoria LUPASCO (L.AS 2 SIAS), Valentin TRAN (DFGSM2, MA 2023-2024),

Relecteurs : Jeremy KACHE (DFGSM2, MA 2023-2024), Ines BOUZIANE (RMEB Physique 2023-2024, DFGSM2), Marie DIDELOT (DFGSM2), Ines EL-MOUTTAQI-LE GUEN (RM L.AS SP 2023-2024, KP2), Syrine HADDAD (L.AS 2 BIOMED), Collyns GALLONDE ALADE (DFGSP2), Manon KAUV (DFGSM2), Hugo CIBLA (DFGSM2), Melody Odia (DFGSM2), Jérémie TRAN (DFGSM2, MA 2023-2024), Tamina MOUHAMED (L.AS 2 PSYCHO)

Un grand merci aux VP Tuto PASS :
Soline DANIEL (DFGSM2) et Enzo LOEUIL (DFGSM2)

Et enfin un immense merci aux tuteurs et tutrices de la team chimie.

**Ce support est proposé en collaboration avec l'équipe
pédagogique de l'université.**

Sous la coordination de Domitille POULLAIN (RM EB de Chimie 2023-2024, DFGSM2), Antonio HORHOACA (RM GT de Chimie 2023-2024, DFGSP2) et Marco MUNOZ BARIZZA (RM EB de Chimie 2022-2023, DFGSM3)

Prenez votre grille en photo avant de la rendre

Votre note et classement sont disponibles sur le site www.a2sup.fr
Si vous constatez une erreur, envoyez la photo de votre grille sur l'adresse suivante :
grilles@a2sup.fr

L'A2SUP répond à toutes vos questions sur le forum : forum.a2sup.fr



Les bases du forum

Question de cours :
Titre du cours
Photo/Diapo/Figure/Paragraphe
Question

Utiliser la loupe (en haut à droite)

Question Exos/Annales :
Qxx (mettre les 2 chiffres ex : Q03)
Énoncé
Question

L'A2SUP est connectée ! Pour ne rater aucune info :



A2SUP



@A2SUP



@A2SUP