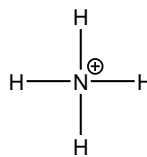
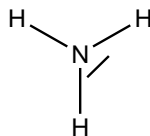
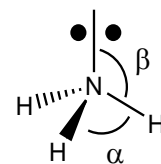


PARTIE 1 : L'AZOTE DANS LE VIVANT

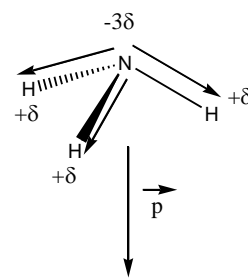
1) Les structures de Lewis sont : $\text{N}\equiv\text{N}$



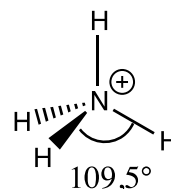
2) La molécule de NH_3 est de géométrie AX_3E : la figure de répulsion (figure formée par les doublets liants et non liants sur l'atome central) est **tétraédrique** et la molécule est de géométrie **pyramide à base triangulaire**. Les angles de liaisons ont une valeur proche de $109,5^\circ$, mais le dnl est plus volumineux et plus répulsif que les doublets liants. Donc $\alpha < 109,5^\circ < \beta$.



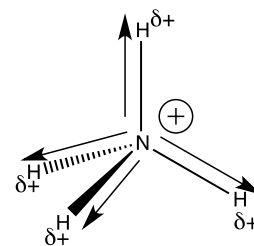
N est plus électronégatif que H : la liaison N—H est polaire. La somme des moments dipolaires des liaisons donne le moment dipolaire \vec{p} de la molécule (construit qualitativement) :



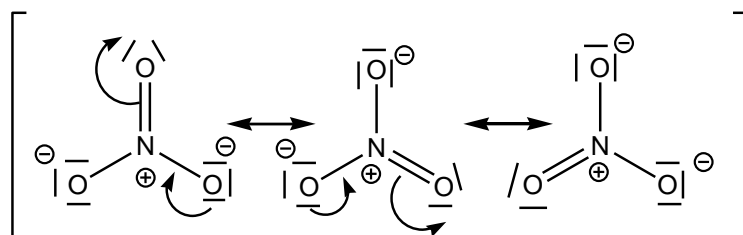
3) L'ion NH_4^+ est de géométrie AX_4 : la figure de répulsion (figure formée par les doublets liants et non liants sur l'atome central) est **tétraédrique** et la molécule est de **géométrie tétraédrique**. Toutes les liaisons sont identiques, donc tous les angles sont exactement égaux à $109,5^\circ$.



N est plus électronégatif que H : la liaison N—H est polaire. La somme des moments dipolaires des liaisons est nulle : l'ion ammonium est apolaire.



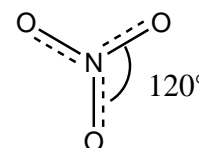
4) a) Les formules mésomères les plus contributives de NO_3^- sont :



b) Ces formules mésomères sont toutes équivalentes : elles contribuent de la même manière à la description de la répartition réelle des électrons. On en déduit que toutes les liaisons NO sont équivalentes et donc de même longueur (plus courte qu'une liaison NO simple et plus longue qu'une liaison NO double).

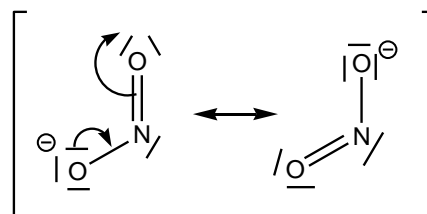
Rq : chaque liaison NO est en réalité « 2/3 simple et 1/3 double » : la multiplicité de la liaison est donc de 1,33. La liaison NO est donc bien plus courte qu'une liaison N—O.

c) Formulation VSEPR : AX_3 . C'est une molécule **triangulaire**. La géométrie est régulière puisque les liaisons sont identiques ; les angles sont tous égaux à 120°



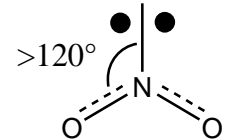
5) L'ion nitrite NO_2^- :

a) Les formules mésomères les plus contributives sont :



b) Ces deux formules mésomères sont **équivalentes** : les liaisons NO sont donc à nouveau équivalentes. La double liaison est délocalisée sur deux liaisons simples : la multiplicité des liaisons est donc égale à 1,5. Or plus la multiplicité est élevée, plus les liaisons sont courtes → la liaison NO est donc plus courte dans NO_2^- que dans NO_3^- .

- c) Formulation VSEPR : AX₂E ; figure de répulsion : triangulaire ; géométrie de la molécule : coudée ; Angle de liaison ONO : < 120° car le doublet non liant est plus volumineux donc plus répulsif.



PARTIE 2 : INFLUENCE DES FORCES INTERMOLECULAIRES

1. La température d'ébullition augmente avec l'intensité des forces intermoléculaires : plus les molécules sont liées entre elles, plus la température à atteindre pour l'ébullition sera importante. Comparons les forces existant dans les corps purs suivants :

		H ₂	F ₂	O ₂	Cl ₂	Br ₂
Polaire ?		Non (car homonucléaires)				
Taille, donc polarisabilité		Car le rayon des atomes augmente.				
Interactions à prendre en compte	Keesom	Non (apolaires)				
	Debye	Non (apolaires)				
	London	Car polarisabilité augmente				
	Liaisons H	Non				
Conséquence sur la température d'ébullition						

Conclusion : En comparant les forces intermoléculaires, on trouve bien l'évolution proposée.

2. La température d'ébullition augmente avec l'intensité des forces intermoléculaires : plus les molécules sont liées entre elles, plus la température à atteindre pour l'ébullition sera importante. Comparons les forces existant dans les corps purs suivants :

		PH ₃	H ₂ S
Polaire ? Evolution du moment dipolaire		Oui	
Taille, donc polarisabilité		Comparable (cf énoncé)	
Interactions à prendre en compte	Keesom		
	Debye	Car moment dipolaire augmente	
	London	Comparables	
	Liaisons H	Non	
Conséquence sur la température d'ébullition			

Conclusion : En comparant les forces intermoléculaires, on trouve bien l'évolution proposée.

3. La température d'ébullition augmente avec l'intensité des forces intermoléculaires : plus les molécules sont liées entre elles, plus la température à atteindre pour l'ébullition sera importante. Comparons les forces existant dans les corps purs suivants :

		Ethane	Propane	Diméthylether 	Ethanol
Polaire		Non (hydrocarbures)		Oui	Oui
Taille, donc polarisabilité		La plus petite	Tailles comparables (environ même nombre d'atomes)		
Interactions à prendre en compte	Keesom	Non	Non	Environ égale	
	Debye	Non	Non	Environ égale	
	London	La plus faible	Environ égale		
	Liaisons H	non	non	non	oui
Conséquence sur les températures de changement d'état.		La plus faible	Car interaction de London comparables, et apparition d'autres force intermoléculaire.		
Attributions		- 88°C	-42°C	-24°C	+78°C

4. Le propane est peu soluble dans l'eau :

→ Eau : Solvant **polaire** et **protique** (3 interactions de vdw + liaisons H)

→ Propane : Soluté **apolaire** et **aprotique** (interactions de London uniquement)

Conclusion : Peu d'interactions possibles entre l'eau et le propane : le propane est peu soluble dans l'eau.

L'éthanol est miscible en toute proportion avec l'eau :

DS2 : géométrie des molécules et forces intermoléculaires Correction

→ Eau : Solvant **polaire** et **protique** (3 interactions de vdw + liaisons H)

→ Ethanol : Solvant **polaire** et **protique** (3 interactions de vdw + liaisons H). Chaîne carbonée assez courte, donc peu d'interactions hydrophobes.

Conclusion : Beaucoup d'interactions possibles entre l'eau et l'éthanol : l'éthanol est miscible en toute proportion avec l'eau.