Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA M. GINEYS	La Salle Avignon Frères des Écoles Chrétiennes
Chapitre 11 : De la structure à la polarité d'une entité			

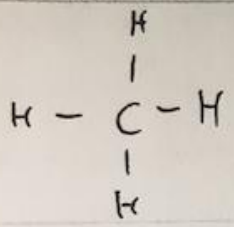
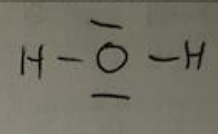
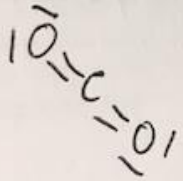
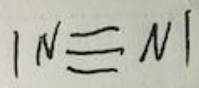
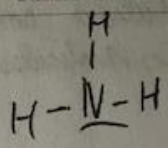
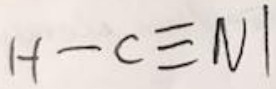
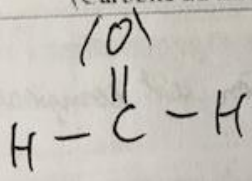
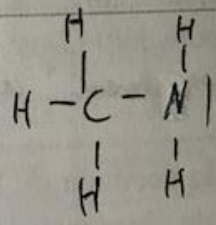
Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie

Correction Activité documentaire n°11.1 : Schéma de Lewis des atomes, des molécules et des ions.

A- Schéma de Lewis d'un atome

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Schéma de Lewis
Azote N	Z = 7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	5	·N|
Oxygène O	Z = 8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	6	·O|
Hydrogène H	Z = 1	$1s^1$	1	·H
Chlore Cℓ	Z = 17	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	7	·Cℓ|
Carbone C	Z = 6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	4	·C·
Aluminium Aℓ	Z = 13	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	3	·Aℓ□
Argon Ar	Z = 18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	8	|Ar|

B- Schéma de Lewis d'une molécule

Méthane CH_4	Chlorure d'hydrogène HCℓ	Eau H_2O
		
Dioxyde de carbone CO_2	**Diazote N_2**	**Ammoniac NH_3**
		
Cyanure d'hydrogène HCN (Carbone au milieu)	**Méthanal CH_2O** (Carbone au milieu)	**Méthylamine CH_3-NH_2**
		

C) Le schéma de Lewis d'un ion

Mobiliser ses connaissances

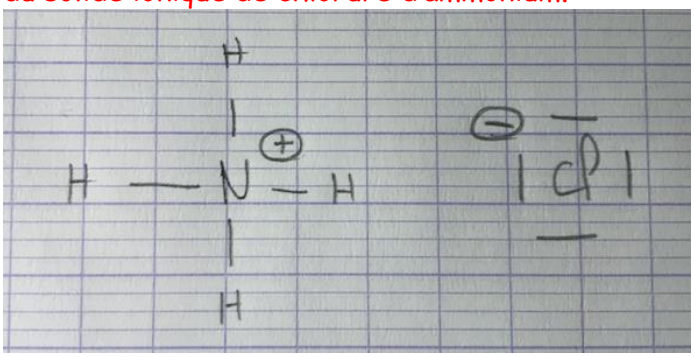
1) Pourquoi certaines solutions sont-elles conductrices ? (doc A)

D'après H.DAVY et M.FARADAY, certaines solutions sont conductrices car elles possèdent des ions (particules « porteuses de courant »).

Analyser, raisonner (proposer un modèle)

2) Le chlorure d'ammonium est un solide ionique. **Justifier** qu'il a bien pour formule NH_4Cl. (doc A).

V.MEYER et M.LECCO montrent que le chlorure d'ammonium a pour formule NH_4Cl, les schémas de Lewis de Cl^- et NH_4^+ en sont la démonstration, l'association de ces deux ions permet la formation du solide ionique de chlorure d'ammonium.



3) **Expliquer** pourquoi H.Davy parle-t-il de « groupement » à propos de l'anion hydroxyde. (doc A)

L'ion hydroxyde est constitué de 2 atomes (un atome d'oxygène et un atome d'hydrogène), d'où le terme « groupement ». Nous parlons aujourd'hui d'ion polyatomique.

4) **Rechercher** la formule de l'atome de sodium et sa place dans le tableau périodique. En déduire une formule de l'hydroxyde de sodium.

L'atome de sodium a pour formule Na, il est situé dans la première colonne du tableau périodique et formera ainsi un cation : Na^+ pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche de lui dans la classification. On en déduit que l'ion hydroxyde présentera une charge négative pour respecter l'électroneutralité de la solution : OH^-. Ainsi, l'hydroxyde de sodium aura pour formule : $NaOH_{(s)}$

Réaliser (utiliser un modèle pour expliquer)

5) **Déterminer** le nombre d'électrons de valence de l'atome d'oxygène.

L'oxygène a pour numéro atomique z=8, soit une configuration électronique : $1s^2 2s^2 sp^4$, soit 6 électrons de valence.

6) A partir des schémas de Lewis des ions hydroxyde et oxonium, **proposer** une explication à la charge portée par l'atome d'oxygène dans chacun de ces ions.

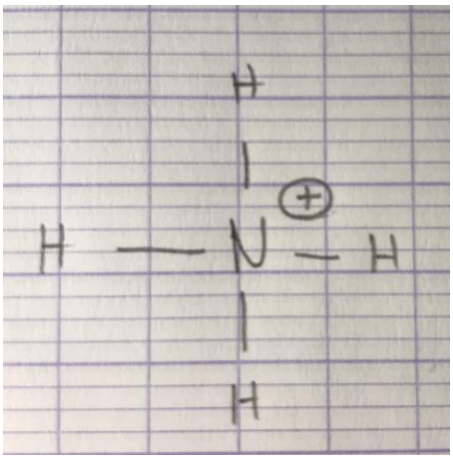
L'atome d'oxygène, à l'état isolé, possède 6 électrons de valence.

Dans l'ion hydroxyde, il possède 3 doublets non-liant et un électron de valence qui participe à la liaison covalente avec l'atome d'hydrogène. Il possède donc 1 électron de valence supplémentaire par rapport à son état isolé. On lui attribue une charge formelle (-).

L'atome d'oxygène, à l'état isolé, possède 6 électrons de valence.
Dans l'ion oxonium, il possède 1 doublet non-liant et 3 électrons de valence qui participent aux liaisons covalentes avec 3 atomes d'hydrogène. Il possède donc 1 électron de valence en moins par rapport à son état isolé. On lui attribue une charge formelle (+).

Analyser, raisonner (proposer un modèle)

7) **Proposer** un schéma de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+



8) **Justifier** la charge formelle portée par des atomes dans un ion polyatomique.

On attribue une charge formelle à un atome en comparant le nombre d'électrons de valence qu'il possède dans l'ion au nombre qu'il est censé posséder à l'état isolé.
S'il manque à l'atome un électron de valence, on lui attribue une charge +. Si l'atome a un électron de valence en trop, on lui attribue une charge -.