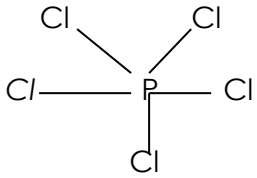
FICHE DE PREPARATION

BRANCHE: CHIMIE — ECOLE : C.S J.M DE LA MENNAIS
SOUS-BRANCHE: CHIMIE GENERALE — PROF : Fred KAMARA
SUJET DE REVISION : Liaison covalente — CLASSE : 1ere Scientifique
SUJET DE LECON : Liaison covalente normale — DATE :
MATERIEL DIDACTIQUE : Tableau périodique. — HEURE :
MANUELS UTILISES : *Notions de chimie 3e* et *Maitriser la chimie 1*.

Objectif opérationnel : A la fin de la leçon, l'élève qui l'aura suivie avec succès devra être capable de déterminer correctement l'atome central dans une molécule sans se référer à ses notes de cours endéans ± 5 min.

MARCHE DE LA LECON

TIMING	MATIERES A ENSEIGNER	NOTES METHODOLOGIQUES
	I. INTRODUCTION **a. Révision** - Etablir les liaisons entre les molécules suivantes : H_2O, NH_3 et PH_3. **b. Motivation** - Liaison covalente ou la covalence. **c. Annonce du sujet** Aujourd'hui nous allons étudier avec vous la liaison covalente normale.	- Etablir ? - Citez les types de liaisons chimiques? - Inscrivez le titre dans vos cahiers ainsi que dans vos J.C.
	II. DEVELOPPEMENT - *Liaison covalente normale : LCN (suite)* Cette liaison s'appelle aussi, liaison covalente normale pure ; elle unit souvent les atomes de substances simples diatomiques. Exemple : H_2 : H-H : 1 LCNS apolaire car ΔE=2,1-2,1=0 O_2 : O=O : 1 LCNS apolaire car $\Delta E = 3{,}5 - 3{,}5 = 0$ • *LCN hétéropolaire ou LCN polaire* La liaison covalente normale est hétéropolaire ou polaire quand elle est entre deux atomes différents donc $\Delta \neq 0$. *Exemple* : HCl : H-Cl : 1 LCNS polaire H_2S : H-S-H : 2 LCNS polaire *Remarque*: - *Limite de la règle de l'octet* Il existe des molécules où certains atomes ne satisfont pas à la règle de l'octet : *Exemple* : NO : $\Delta E_{(O-N)}$= 3,5-3,0= 0,5 < 1,7: $\dot{N}$ =O : 1 LCND PCl_5: $\Delta E_{(Cl-P)}$= 3,0 – 2,1= 0,9 < 1,7	- Définir LCN héteropolaire ?

	 Dans les molécules HF et BF_3, les liaisons sont covalentes quoique$\Delta E > 1{,}7$. Ces liaisons sont LCN fortement polarisées (très polaires). - *Choix de l'atome central dans une molécule ou un ion polyatomique* Pour bien donner la représentation de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique (plus de deux atomes), il faut choisir l'atome à partir duquel commencer cette représentation : il s'agit de l'atome central. Dans une molécule ou un ion polyatomique, l'atome central est celui qui possède le plus grand nombre d'électrons célibataires. S'il existe deux atomes possédant le plus grand nombre d'électrons célibataires, l'atome central est le moins électronégatif. Exemples : • Dans la molécule H_2SO_4, l'atome central est S. • Dans la molécule NH_3, l'atome central est N. • Dans l'ion H_3O^+, l'atome central est O. Dans certains cas des molécules ternaires (molécules à trois espèces d'atomes), l'atome central est celui qui ne possède pas le plus grand nombre d'électrons célibataires). Exemple : Dans la molécule de HClO, l'atome central est Cl. H-O-Cl	- Comment choisir l'atome central?
	III. SYNTHESE ET APPLICATION - Déterminez les atomes centraux dans les molécules suivantes : H_2CO_3, H_3PO_4 et HCOOH	- Déterminez ?