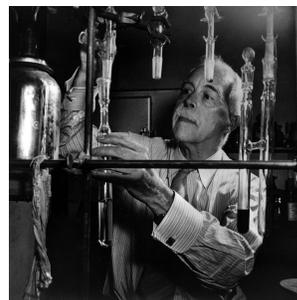


Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date: .....

## Les molécules: des entités stables

<input checked="" type="checkbox"/> Objectifs	👤 Classe
<input type="checkbox"/> Molécules. <input type="checkbox"/> Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants. <input type="checkbox"/> Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ( $Z \leq 18$ ).	2 <sup>nde</sup>
	<input checked="" type="checkbox"/> Durée
	1 h

Des plus simples (dihydrogène, dioxygène, etc) aux plus complexes (protéines, ADN, etc), les molécules sont des entités chimiques stables et neutres, formées d'atomes liés entre eux par une liaison covalente<sup>1</sup>. En 1916, le chimiste américain G. Lewis, propose un modèle de cette liaison et une méthode de schématisation des molécules, nommée modèle de Lewis.



**Comment les atomes peuvent-ils acquérir une stabilité en formant des molécules ?**

### Document 1: La molécule de dihydrogène

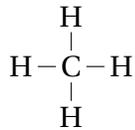
<p>Une liaison stable unit alors ce couple :</p>	

### Document 2: Liaison covalente et doublet non liant

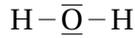
Le modèle de Lewis repose sur l'organisation de tous les électrons de valence (ceux de la dernière couche). Le chimiste postule l'existence de doublets d'électrons liants (correspondant à la liaison covalente) mais également de doublets d'électrons non-liants: en effet les électrons de valence qui ne participent pas à ces liaisons se regroupent par paires autour de l'atome dont ils sont issus.

<sup>1</sup>TP basé sur le travail de <http://olical.free.fr>.

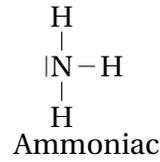
**Document 3: Schéma de Lewis de molécules courantes**



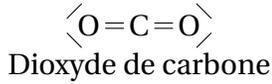
Méthane



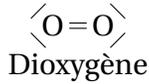
Eau



Ammoniac



Dioxyde de carbone



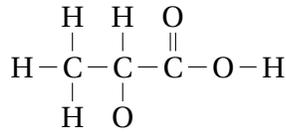
Dioxygène



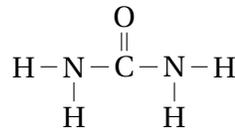
Diazote

**Document 4: Urée et acide lactique**

L'acide lactique et l'urée sont des molécules organiques synthétisées par l'organisme. On donne leurs représentations de Lewis incomplètes:



Acide lactique



Urée

## 1 Stabilité des atomes

1. Que représente le point noir à côté du symbole H de l'atome ?

.....

.....

.....

2. Rappeler pourquoi l'atome d'hydrogène veut ressembler à l'hélium.

.....

.....

.....

3. Comment, dans la molécule de dihydrogène, les atomes d'hydrogène arrivent-ils à acquérir une structure électronique en « duet » ?

.....

.....

.....

4. Quelle différence existe-t-il avec la formation d'un ion vue dans une activité précédente ?

.....  
 .....  
 .....

5. La molécule de dihydrogène est schématisée ainsi par Lewis : H—H. À quoi correspond le trait entre les deux symboles H ?

.....  
 .....  
 .....

6. Rappeler quelle est la structure électronique de l'atome de chlore Cl ( $Z = 17$ ). Combien d'électron manque-t-il à cet atome pour avoir une structure électronique stable ? Justifier son association avec un atome d'hydrogène dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl.

.....  
 .....  
 .....

## 2 Liaison covalente et doublet non liant

7. Comme dans le document 1, on propose comme représentation pour l'atome de chlore:  $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$   
 Pourquoi a-t-on fait 7 points noirs ?

.....  
 .....  
 .....

8. Comme dans la molécule de chlorure d'hydrogène de la question 6, dire combien il y aura de doublets d'électrons non-liants. Justifier.

.....  
 .....  
 .....

9. En vous inspirant des représentations de Lewis du document 3, proposer une représentation de Lewis pour la molécule de chlorure d'hydrogène.

10. Le nombre de liaisons effectuées par les atomes de carbone C, d'hydrogène H, d'azote N et d'oxygène O change-t-il d'une molécule à l'autre ? Même questions pour les doublets non-liants.

.....  
 .....  
 .....

11. Compléter le tableau suivant:

Atome	H	C	N	O	Cl
Nombre de liaisons covalentes formées					
Nombre de doublets non-liants					

12. Recopier puis compléter le schéma de Lewis de l'acide lactique et de l'urée du document 4.