

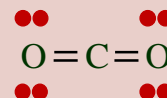
La forme et le comportement des molécules

PowerPoint 8.8

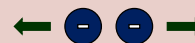
1

Les structures de Lewis

Les structures de Lewis peuvent permettre de visualiser les molécules en 3-D.



Puisque tous les électrons portent la même charge, la force électrostatique de répulsion entre eux va les forcer à s'orienter aussi loin les uns des autres que possible dans une molécule.



Donc, les électrons de valence dans une molécule se trouvent dans les régions spécifiques autour de l'atome central. Ceci est le principe derrière

la théorie de la Répulsion des Paires Électroniques de la
Couche de Valence – RPECV

En anglais – « Valence Shell Electron Pair Repulsion theory » – « VSEPR »

2

La théorie de la RPECV

Dans les modèles
boule et tige

jaune = doublet non-liant
 blanc = atome + doublet liant
 rose = atome central

Dans les
dessins

E = doublet non-liant
 X = atome + doublet liant
 A = atome central

Le nom de la forme	# d'atome autour de l'atome central	# de doublets non-liants autour de l'atome central	Exemple, gauche - modèle boule et tige droite - modèle dessiné
linéaire	2	0	 BeCl ₂
plane trigonale	3	0	 BF ₃
tétraédrique	4	0	 CH ₄
pyramidale trigonale	3	1	 NH ₃

3

La théorie de la RPECV

Dans les modèles
boule et tige

jaune = doublet non-liant
 blanc = atome + doublet liant
 rose = atome central

Dans les
dessins

E = doublet non-liant
 X = atome + doublet liant
 A = atome central

Le nom de la forme	# d'atomes autour de l'atome central	# de doublets non-liants autour de l'atome central	Exemple, gauche - modèle boule et tige droite - modèle dessiné
coudée	2	2	 H ₂ O
bipyramidale trigonale	5	0	 PCl ₅
forme de T	3	2	 ClF ₃

4

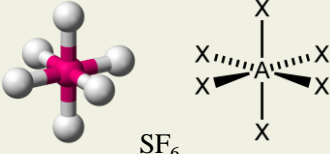
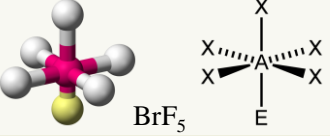
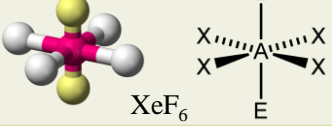
La théorie de la RPECV

Dans les modèles
boule et tige

jaune = doublet non-liant
 blanc = atome + doublet liant
 rose = atome central

Dans les
dessins

E = doublet non-liant
 X = atome + doublet liant
 A = atome central

Le nom de la forme	# d'atomes autour de l'atome central	# de doublets non-liants autour de l'atome central	Exemple, gauche - modèle boule et tige droite - modèle dessiné
octaédrique	6	0	 SF ₆
pyramidale à base carrée	5	1	 BrF ₅
plane carrée	4	2	 XeF ₆

5

La polarité

PowerPoint 9.3

6

Les forces intramoléculaires et les forces intermoléculaires

Les **forces intramoléculaires** sont des forces d'attraction entre dans une seule molécule. Ce type de force inclue les liaisons ioniques et les liaisons covalents.

Les **forces intermoléculaires** sont des forces d'attractions qui s'exercent entre différentes particules, soit molécules ou atomes. Ce type de forces est, généralement, beaucoup plus faible que les forces intramoléculaires. Une forme de forces intermoléculaires s'appelle les forces de van der Waals.

Les forces van der Waals incluent 3 types de forces assez faibles,

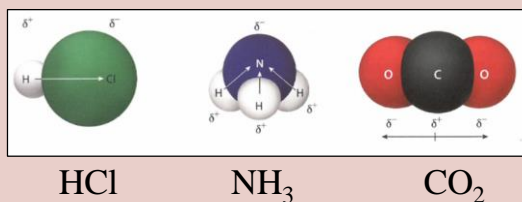
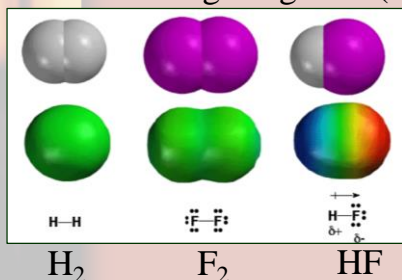
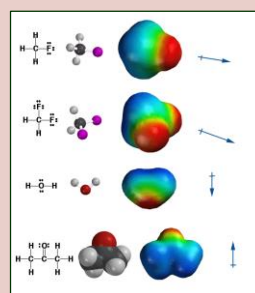
1. les forces de London (pas de dipôle permanent)
2. les forces dipolaires (un dipôle permanent)
3. les liaisons d'hydrogène

7

Le dipôle électrique

Les forces intermoléculaires sont largement causées par ce qui s'appelle un dipôle électrique.

Un **dipôle électrique** est une séparation de charge qui existe dans une molécule (ou dans une liaison chimique) où un bout de la molécule (ou de la liaison) possède un excès de charge positive (δ^+) et l'autre possède un excès de charge négative (δ^-).



8

L'électronégativité relative des éléments

Valeurs d'électronégativité

Valeurs d'électronégativité																					
1																	2				
H																	He				
2,2																					
3	4															5	6	7	8	9	10
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
1,0	1,6															2,0	2,6	3,0	3,4	4,0	
11	12															13	14	15	16	17	18
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,9	1,3															1,6	1,9	2,2	2,6	3,2	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
0,8	1,0	1,4	1,5	1,6	1,7	1,6	1,8	1,9	1,9	1,9	1,7	1,8	2,0	2,2	2,6	3,0					
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
0,8	1,0	1,2	1,3	1,6	2,2	2,1	2,2	2,3	2,2	1,9	1,7	1,8	2,0	2,1	2,1	2,7					
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
0,8	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2					
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	118	118				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh		Uuo				
0,7	0,9	1,1																			

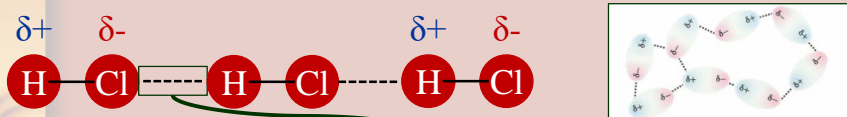
□ électronégativité < 1,0
 □ électronégativité de 1,0 à < 2,0
 □ électronégativité de 2,0 à < 3,0
 □ électronégativité de 3,0 à < 4,0

- Une liaison chimique entre 2 atomes qui ont des électronégativités différentes produit un dipôle électrique. Les éléments avec une faible électronégativité produisent des ions positifs et sont appelés **électropositifs**.
Ex. – métaux alcalins et les métaux alcalino-terreux

9

La force dipolaire

Les **forces dipolaires** sont les forces électrostatiques entre des molécules avec un dipôle électrique permanente, Ex. – HCl



Cl a une plus grande électronégativité que H, donc le Cl attire les électrons vers lui, produisant un excès de charge négative près de lui. Le manque d'électrons près de l'hydrogène produit un excès de charge positive près de lui – ce qui est attirée vers les charges partielle négatives du Cl voisinant

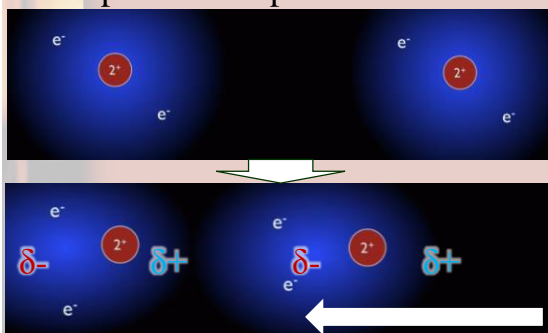
- la force dipolaire et la force d'attraction entre les dipôles
- Un dipôle électrique permanent est nécessaire pour produire des forces dipolaires

10

Les forces de London

Les **forces de London** sont les seules forces entre des molécules avec une dipôle électrique temporaire – pas de dipôle électrique permanent

- Les forces de London sont toujours présentes, même chez les substances ioniques et les dipôles électriques permanents
- Le plus d'électrons présents, le plus les électrons sont déplacés et la plus forte les forces de London



Ex. - les atomes de He subissent des forces de London

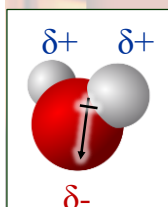
Lorsqu'on rapproche les atomes, les électrons d'un He sont attirés au noyau positif de l'autre, ce qui cause la répulsion des électrons et la formation d'un dipôle temporaire.

11

La polarité

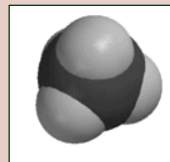
Une molécule est **polaire** si un bout a un excès de charge positive et l'autre bout a un excès de charge négative

- Une molécule asymétrique et les liaisons polaires sont nécessaires pour qu'une molécule soit polaire



H_2O
-H et O ont des électronégativités différentes
- H_2O est asymétrique

H_2O est polaire

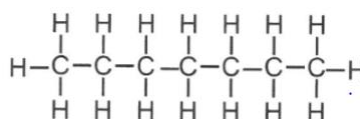
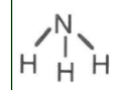
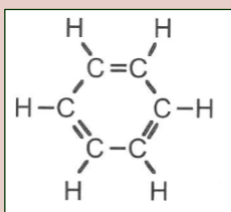
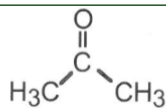


CH_4
-H et C ont des électronégativités différentes
- CH_4 n'est pas asymétrique (c'est symétrique)

CH_4 est **non-polaire**

12

Lesquels sont polaires?



13

Les diverses formes de liaisons

Les forces dipôlaires sont un peu comme des liaisons ioniques faibles

- les liaisons ioniques sont des attractions électrostatiques où chaque participant a une charge d'au moins +/- 1
- les forces dipôlaires impliquent des charges partielles (moins de +/- 1) qui sont plus faibles mais permanentes

Les puissances relatives des liaisons ioniques, les forces de London, et les forces dipôle-dipôles

liaison ionique >>> forces dipôle-dipôles ~ forces de London

- Les forces dipôle-dipôles et les forces de London sont toutes les deux faibles, mais les forces dipôle-dipôles profitent de la présence des forces de London aussi toujours présentes causant une attraction plus forte.

14

La polarité et les points d'ébullition



Lorsqu'une substance passe à l'état gazeux, les particules gagnent assez d'énergie pour briser les forces intermoléculaires présentes entre les particules dans l'état liquide, échapper les autres particules, et passer à l'état gazeux

Le point d'ébullition, PE, d'une substance est la température à laquelle (ou le montant d'énergie nécessaire pour que) une substance passe de l'état liquide à l'état gazeux.



15

La polarité et les points d'ébullition

Question – Pourquoi pensez-vous que les points d'ébullition, PE, suivants sont différents parmi les composés suivants?

$N_{2(l)}$ = -196 °C (14 électrons, non-polaire)

$O_{2(l)}$ = -183 °C (16 électrons, non-polaire)

$NO_{(l)}$ = -152 °C (15 électrons, polaire)

$ICl_{(l)}$ = 97 °C (70 électrons, polaire)

$Br_{2(l)}$ = 59 °C (70 électrons, non-polaire)

Reponse – Les particules de N_2 , O_2 et NO ont tous environ le même nombre d'électrons, donc les forces de London chez ces substances sont similaire, mais la polarité et la présence des forces dipôle-dipôle de NO augmente son PE.

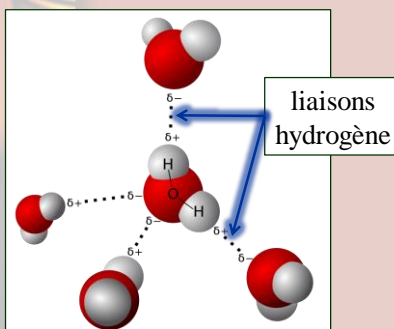
C'est la même situation entre ICl et Br_2 – le PE de ICl est plus haut à cause des forces dipôle-dipôle qui sont absentes chez Br_2 .

16

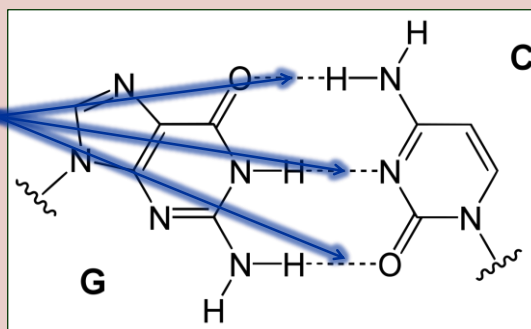
Les liaisons d'hydrogène

Une **liaison hydrogène** est l'attraction entre l'atome d'hydrogène d'une molécule et une atome très électronégatif d'une autre molécule

Une forme d'interaction dipolaire qui arrive si l'hydrogène est connecté à N, à O, ou à F – des éléments très électronégatifs.



Ex. – l'eau

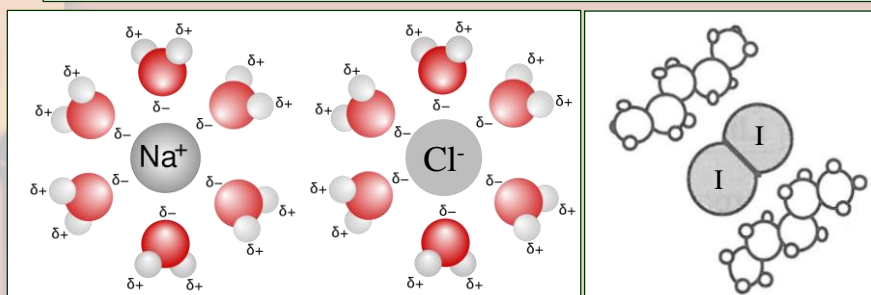


Ex. – les bases azotées dans l'ADN

17

Une règle générale pour la solubilité

Les substances semblables se dissolvent entre elles.



NaCl dans du H₂O

I_{2(l)} dans du
CH₃CH₂CH₂CH₂CH₃

Ceci veut dire que, d'habitude,

- Les solvants polaires ou ioniques dissolvent les solutés polaires
- Les solvants non-polaires dissolvent les solutés non-polaires

18

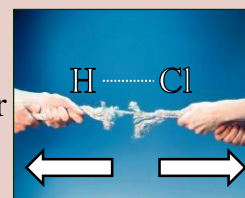
Pourquoi cette règle générale?

Dissoudre un soluté implique l'interaction de 3 différentes attractions,

1. L'attraction une molécule de solvant et d'autres molécules de solvants
2. L'attraction entre une molécule de solvant et les particules du soluté
3. L'attraction entre un particule de soluté et d'autres particules de soluté

Rappelez-vous que,

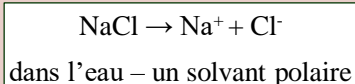
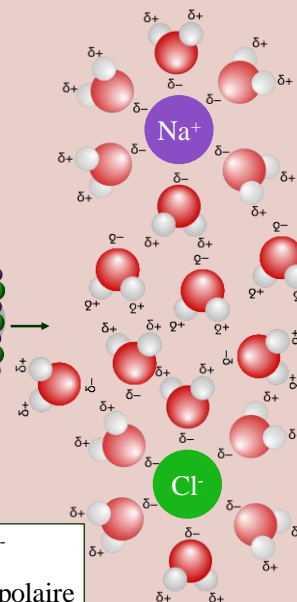
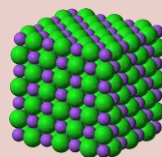
- En général, il faut dépenser de l'énergie pour briser une liaison chimique, $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- Par contre, en général, on gagne de l'énergie en formant une liaison chimique, $\text{H} + \text{Cl} \rightarrow \text{HCl}$



19

Pourquoi cette règle générale?

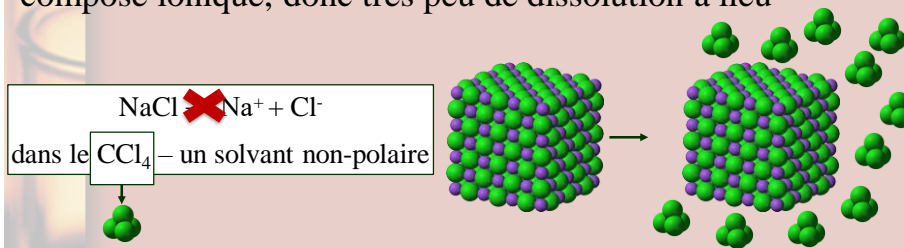
Si l'énergie gagnée par la formation des liaisons entre les molécules de solvant et les particules de soluté est plus importante que l'énergie perdue par casser les liaisons entre les particules de solutés, le solvant peut séparer les particules de soluté. En plus, l'attraction entre les molécules de solvant permettent au solvant associé au soluté de mélanger avec d'autres molécules de solvants en dissolvant complètement le soluté.



20

Les solutés ioniques ont une faible solubilité dans les solvants non-polaires

Les liaisons ioniques entre les ions d'un soluté ionique sont assez fortes – les forces de London d'un solvant non-polaire ne sont pas assez fortes pour séparer les composants d'un composé ionique, donc très peu de dissolution a lieu



Seulement les solvants polaires peuvent séparer les ions d'un soluté ionique

- les solutés ioniques ont une haute solubilité dans les solvants polaires

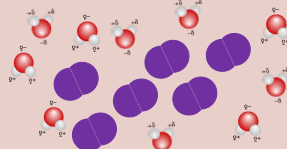
21

Les solutés non-polaires ont une faible solubilité dans les solvants polaires

Parce que les solutés non-polaires n'ont pas des bouts positifs et négatifs, il n'y a pas d'attraction dipôlaire entre les molécules d'un solvant polaire et un soluté non-polaire.

En plus, la plupart des solvants polaires sont des molécules petites et, donc, ont des forces de London assez faibles

L'eau a de la
 misère à
 dissoudre du I₂



Les forces de London des solvants non-polaires peuvent surmonter la faible attraction entre les particules d'un soluté non-polaire

- les solutés non-polaires ont une haute solubilité dans les solvants non-polaires

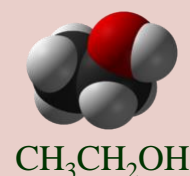
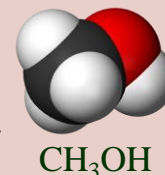
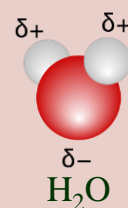
22

L'eau, le méthanol, et l'éthanol

L'eau est un des solvants les plus polaires et peut, d'habitude, dissoudre les solutés polaires et ioniques

Le méthanol a un groupe non-polaire à un bout, CH_3 , et un groupe polaire à l'autre, OH . À cause de ceci, le méthanol est moins fort à dissoudre les solutés ioniques. Mais, à cause de sa grandeur il peut produire des forces de London plus fortes et peut, donc, dissoudre quelques solutés non-polaires.

L'éthanol est encore pire à dissoudre les solutés polaires parce que c'est encore moins polaire que le méthanol à cause de son groupe non-polaire plus grand, mais encore plus fort que le méthanol à dissoudre les solutés non-polaires.



23

Comment distinguer entre les forces d'attractions intermoléculaires

Les liaisons ioniques

- se trouve souvent en forme de cristal dans leur forme pure
- entre un métal et un non-métal
- Ex. – NaCl , NH_4Cl

Les liaisons covalentes

- entre deux non-métaux
- Ex. – NH_3 , O_2

24

Comment distinguer entre les forces d'attractions intERmoléculaires

Les liaisons hydrogène

- Si le composé contient un lien O-H, N-H, ou F-H
- Ex. – HF, H₂O

Les forces dipôlares

- Molécule asymétrique
- Souvent un doublet liant sur l'atome central
- entre deux non-métaux
- Ex. – HBr, HNO₃

Les forces de London

- Molécule symétrique
- Toujours présentes
- Ex. – CH₃CH₃, O₂

25

Questions pratiques

Question – le quel devrait avoir un point de fusion plus élevé, CH₃CH₃ ou CH₃CH₂OH?

Réponse – les deux composés subiront des forces de London similaires, mais seulement CH₃CH₂OH subira les forces dipôlares donc CH₃CH₂OH auraient des forces intermoléculaires plus fortes et un point de fusion plus élevé.

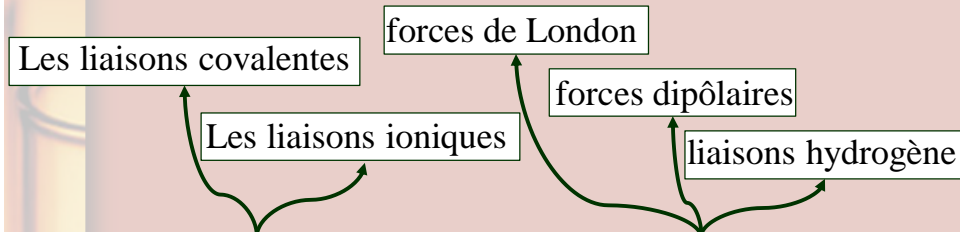
Question – le quel devrait avoir un point d'ébullition plus élevé, CH₄ ou CCl₄?

Réponse – ni l'un ni l'autre des composés possède un dipôle permanent, donc les forces de London sont les seules forces présentes. Parce que CCl₄ a plus d'électrons, les forces de London seront plus fortes avec lui et il aura un plus haut point de fusion.

26

Récapitulons!

La théorie de la RPECV décrit l'orientation des doublets liants et les doublets non-liants autour d'un atome central, basé sur la répulsion entre les charges identiques.



Les forces intramoléculaires et les forces intermoléculaires jouent un rôle dans la solubilité des solutés dans un solvant donné.

La règle générale est que les substances semblables se dissolvent entre elles.