

Chapitre 1 : Transformation Acide-Base et pH

Activité 1 : Libération des ions hydrogène H⁺

H 2,20																	He
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,0
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,64	Mo 2,16	Tc 1,92	Ru 2,18	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,80	Sb 2,05	Te 2,09	I 2,66	Xe 2,6
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,29	Ta 1,50	W 2,26	Re 1,94	Os 2,18	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1															

Fig. 4 Valeurs de l'électronégativité des éléments de la classification périodique dans l'échelle de Pauling.

• Dans la **liaison covalente apolaire** (non polarisée ou non polaire), les électrons sont mis en commun et équitablement répartis entre deux atomes (cas de deux atomes identiques ou ayant une différence d'électronégativité faible, inférieure à 0,3).

• Dans la **liaison ionique**, les électrons sont transférés d'un atome à l'autre (cas de deux atomes ayant une différence d'électronégativité très forte, supérieure à 2,0). Dans ce cas, les deux atomes deviennent des ions.

Pauling a montré que ces deux types de liaison sont en réalité des cas « limites » et que la plupart des liaisons sont en fait un mélange de liaison covalente « pure » et de liaison ionique « pure ». On parle alors de **liaison covalente polarisée** (ou polaire) entre deux atomes A et B, lorsqu'elle relie

deux atomes ayant une différence d'électronégativité moyenne à forte. Le doublet d'électrons mis en commun n'est alors pas réparti de manière symétrique entre les deux atomes (Fig. 5) :
– l'atome le plus électro-négatif A porte un excès de charge négative, noté δ^- ;
– l'atome le moins électro-négatif B porte un défaut de charge négative, noté δ^+ .

Les charges δ^- (delta -) et δ^+ (delta +) sont des charges « partielles », fractions de la charge électrique élémentaire e ($e = 1,6 \times 10^{-19}$ C).

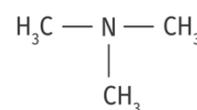
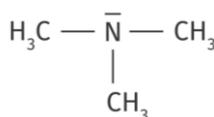
Fig. 5 Représentation d'une liaison polarisée.



1. Lire le document ci-dessus.

Calculer les différences d'électronégativité entre les deux atomes mis en jeu dans les liaisons H-H et C-H. Ces liaisons sont-elles polarisées ?

2. Représenter le schéma de Lewis de la molécule d'acide éthanoïque.
 - a. Identifier les liaisons polarisées et les charges partielles.
 - b. Rappeler la signification du terme « acide » de l'acide acétique.
 - c. Préciser quel est l'atome d'hydrogène responsable du caractère acide. Justifier.
 - d. En déduire le schéma de Lewis de sa base conjuguée.
3. Représenter le schéma de Lewis de la molécule de triméthylamine.



- a. Identifier les liaisons polarisées et les charges partielles.
 - b. Préciser en le justifiant si la triméthylamine peut être un acide.
 - c. La triméthylamine a des propriétés basiques. En déduire le schéma de Lewis le plus probable pour son acide conjugué. Justifier.
4. Représenter le schéma de Lewis de la molécule d'eau.
 - a. Identifier les liaisons polarisées et les charges partielles.
 - b. Justifier que l'eau peut avoir des propriétés acide et basique. Indiquer le(s) couple(s) acide/base formé(s).
 5. Représenter le schéma de Lewis d'un ion hydrogène H⁺. Expliquer pourquoi cet ion est susceptible d'accepter un doublet d'électrons qui lui serait cédé.