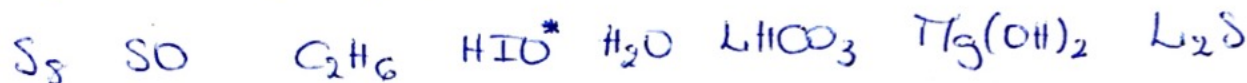
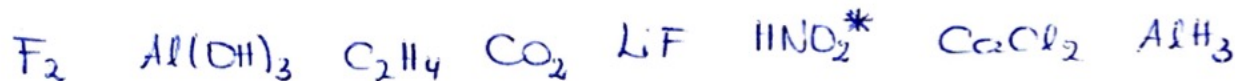
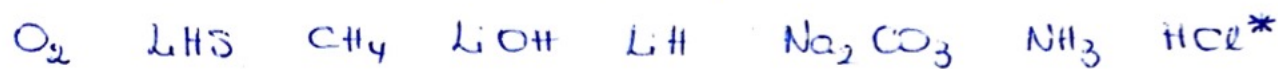


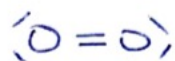
Corrigé de l'activité "Catégories de Molécules"

Molécules à développer puis classer :

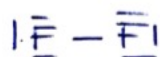


* molécules pour lesquelles on demanderait de traiter H comme un métal (lorsque rien n'est précisé, on considère que l'hydrogène se comporte comme un non-métal).

Corps purs simples (1 seul élément)



1 double covalence pure



1 simple covalence pure



8 simples covalences pures

en réalité cette molécule se dessine en 3D (liaisons avec un angle de 109° autour de chaque S)



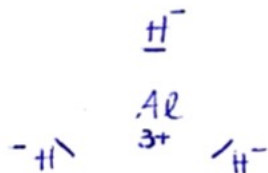
Hydrures (ion H^-)



1 liaison ionique
ions : Li^+ et H^-

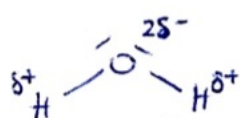


2 liaisons ioniques
ions : Ca^{2+} et $2H^-$



3 liaisons ioniques
ions : Al^{3+} et $3H^-$

Hors catégories

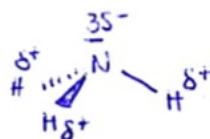


2 covalences polaires

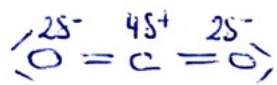
EAU

AMMONIAC

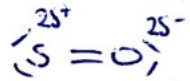
3 covalences polaires



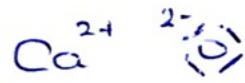
Oxydes (1 élément et de l'oxygène)



2 doubles covalences polaires



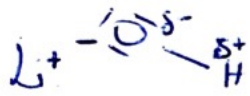
1 double covalence polaire



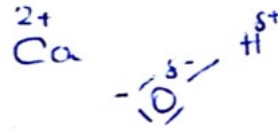
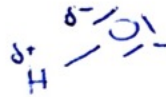
1 double liaison ionique
ions : Ca^{2+} et O^{2-}

Les oxydes de métaux et de non-métaux sont considérablement différents, les premiers, mis dans l'eau, forment des hydroxydes, les autres des acides. Ainsi même leur comportement sera différente !

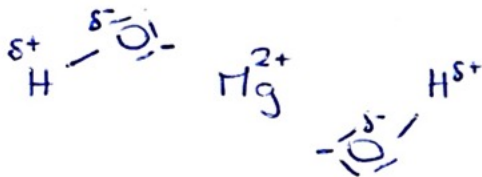
Hydroxydes (ion OH^- , appelé hydroxyle)



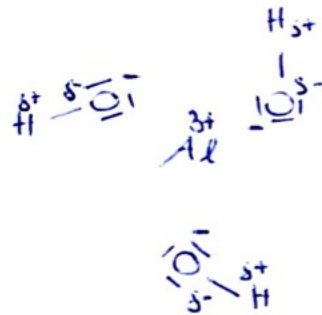
1 covalence polaire
1 liaison ionique
ions : Li^+ et OH^-



2 covalences polaires et 2 liaisons ioniques
ions : Ca^{2+} et 2OH^-



2 covalences polaires
2 liaisons ioniques
ions : Mg^{2+} et 2OH^-

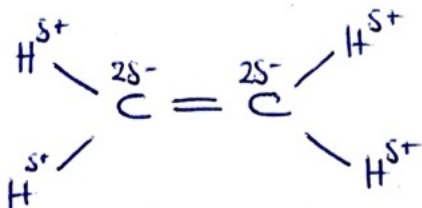


3 covalences polaires
3 liaisons ioniques
ions : Al^{3+} et 3OH^-

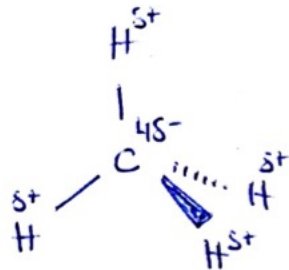
Organiques (contient du carbone et de l'hydrogène, exceptions : H_2CO_3 et molécules contenant HCO_3^-)



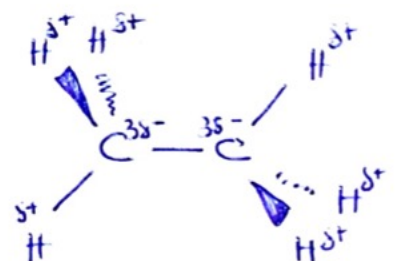
2 simples cov. polaires
1 triple covalence pure



1 double covalence pure
4 simples cov. polaires



4 simples covalences polaires



6 simples covalences polaires et 1 simple covalence pure

Acides (libèrent H^+ $\Rightarrow$ formule brute commence par H)

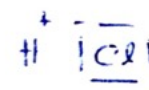
Δ Dans le cas des acides on observe que la liaison réalisée par l'hydrogène a souvent un caractère ionique partiel (à la frontière entre une covalence polaire et une liaison ionique) $\Rightarrow$ à l'exception des acides forts (dont HCl, HBr, et HI) qui voient toutes leurs molécules se dissocier dans l'eau, les autres acides, dits faibles, voient certaines de leurs molécules se dissocier et d'autres non. Si rien n'est spécifié, vous traiterez donc l'hydrogène comme un non-métal et dissimulerez une covalence, mais si on vous indique de traiter l'hydrogène comme un métal vous dissimulerez une liaison ionique, la réalité étant souvent entre les deux !

ici pour H_2S on ne disait rien $\Rightarrow$ covalent.

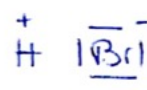


2 covalences polaires

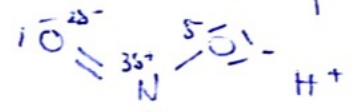
pour les autres, on demandait de traiter H comme un métal $\Rightarrow$ ionique :



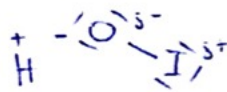
1 liaison ionique
ions : H^+ et Cl^-



1 liaison ionique
ions : H^+ et Br^-



1 double et 1 simple covalence polaire + 1 liaison ionique
ions : H^+ et NO_2^-



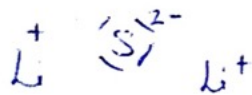
1 liaison ionique et 1 cov polaire
ions : H^+ et IO^-

Sels

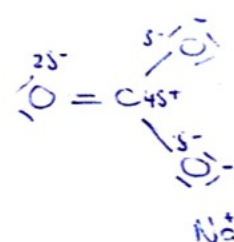
un cation et un anion autre que $H^+/OH^-/O^{2-}/H^-$



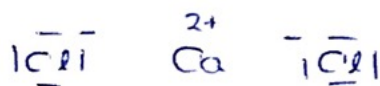
1 liaison ionique
ions : Li^+ et F^-



2 liaisons ioniques
ions : $2Li^+$ et S^{2-}

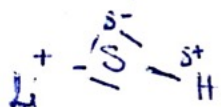


2 liaisons ioniques, 1 double et 2 simples covalences polaires
ions : $2Na^+$ et CO_3^{2-}

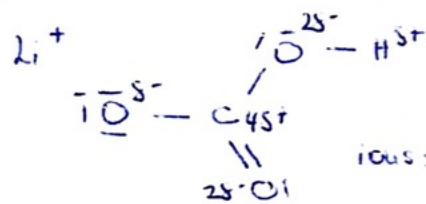


2 liaisons ioniques
ions : Ca^{2+} et $2Cl^-$

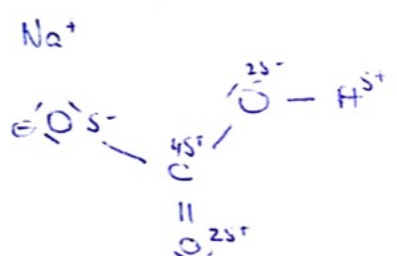
Sels acides (un cation H^+ , un cation autre que H^+ et un anion autre que $H^+/OH^-/O^{2-} \Rightarrow H$ au milieu de la formule brute)



1 liaison ionique
1 covalence polaire
ions : Li^+ et OH^-



1 double et 3 simples covalences polaire + une liaison ionique
ions : Li^+ et HCO_3^-



1 double et 3 simples covalences polaires et 1 liaison ionique
ions : Na^+ et HCO_3^-