

Chimie

Modèle de lewis et autres

- Formule brute :

C_4NH_{11}

- Formule développée (lewis) :

Formule développée unknown

- Formule semi-développée :

CH₃ --- CH₂ --- CH₂ --- CH₂ --- NH₂

- Modèle de Bohr :

Modèle de Bohr, wikipedia

Les électrons qui sont sur la dernière couche sont les électrons de valence, ceux qui peuvent faire des liaisons chimiques.

Types de liaisons

Trouver le delta de l'électro négativité : électronégativité du premier élément - électronégativité d'un deuxième

Pour connaître le type de liaison, il faut utiliser le barème suivant avec le delta de l'électronégativité

0	0.5	1.7	2	...
covalente non-polar	covalente polarisée	↓ ↓ ↓	ionique	

- Entre 0 et 0.5, la liaison est covalente non-polaire, aussi appelé liaison "pure"
- Entre 0.5 et 1.7, la liaison est covalente polarisée

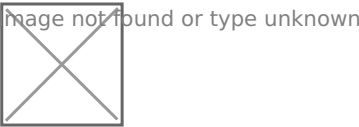
- Entre 1.7 et 2, si c'est une liaison entre 2 métaux, la liaison est ionique, sinon la liaison est covalente polarisée
- Plus de 2, la liaison est ionique

Représentation spatiale

En utilisant la représentation de Cram on peut représenter une molécule dans l'espace (en 3D) sur un plan en 2D.

Image	Description
	Liaison dans le plan
	Liaison en avant du plan
	Liaison en arrière du plan

Voici un exemple de représentation pour une molécule tétraédrique:



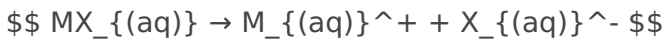
Configuration spatiale VSEPR et son comportement dans l'eau

A FAIRE

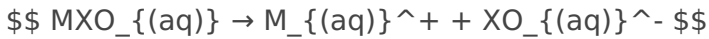
Configuration	polaire/apolaire	comportement dans l'eau
Thétraédrique	apolaire	hétérogène
Coudée	polaire	homogène
Linaire	apolaire	hétérogène

Equation de dissociation des sels

- Voici la formule de la dissociation d'un sel binaire



- Voici la formule de la dissociation d'un sel tertiaire



\$M\$ veut dire "métal" et \$X\$ veut dire "non-métal" et \$O\$ est tout simplement l'oxygène.

Voici un exemple avec \$NaCl\$ en sachant que \$Na\$ est un métal et \$Cl\$ est un non-métal. C'est donc un sel binaire et sa formule de dissociation dans l'eau est la suivante.



Constante d'équilibre et concentration molaire

La **concentration molaire** est le nombre de mol par litre et son unité est le \$mol/L\$ sa formule est $\frac{n}{V}$.

La **constante d'équilibre** caractérise l'état d'équilibre d'une réaction chimique et est régie par la température, son unité est le \$mol/L\$ et sa formule est la suivante :

Pour la formule brute suivante : $aA + bB \rightarrow cC + dD$: $K_c = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$ (à savoir que les crochets signifie la concentration molaire).

Réaction complète et incomplète

Une **réaction complète** c'est quand il ne reste aucun réactifs à la fin de la réaction.

Une **réaction incomplète** ou **limitée** c'est quand il reste un réactif à la fin de la réaction.

Sens des réactions

Chimie organique

alcane

alcène

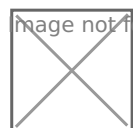
Combustion

Exemmple	Description
C_3H_8	Faire la combustion du propane
$\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	La mettre dans l'équation de combustion complète
$\text{C}_3\text{H}_8 + 2\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	Pondérer l'équation (d'abord les C , puis les H et puis les O)

pH

$$-\log\{[\text{H}_3\text{O}^+]\}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ est l'ion hydronium.



Équations ioniques

Incertain

Exemple	Explication
H_2SO_4 et NaOH	Énoncé
$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq})$	Mettre les 2 molécules ensemble et sous forme aqueuse (dissous dans l'eau)
$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	Combiner les cations et les anions (H^+ et OH^- donne H_2O / Na^+ et SO_4^{2-} donnent Na_2SO_4)
$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	Pondérer l'équation
$2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Décomposer l'équation en ions et pondérer la nouvelle équation
$2\text{H}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Supprimer les doublons qui sont des 2 cotés de l'équation (ils sont les ions spectateurs)
$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	Simplifier

Oxydoréduction

Faire une oxydoréduction de Cu et NO_3

Exemple	Description
Cu/Cu^{2+} NO/NO_3^-	Trouver l'équivalent dans les cations et anions du tableau de solubilité
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_3^-$	Équilibrer tous les éléments autre que O et H, dans ce cas il n'y a rien à équilibrer
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ $\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^-$	Équilibrer les O en ajoutant des H_2O
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ $\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$	Équilibrer les H en ajoutant des H^+
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^-$	Équilibrer les charges en ajoutant des électrons

Exemple	Description
$3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 5\text{e}^-$ (multiplié par 3) $2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 5\text{e}^-$ (multiplié par 2)	Multiplier toutes les 2 demi-équations pour que les charges soit égales
$3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cu}^{2+} + 5\text{e}^-$	Mettre les deux demi-équations en une (voir gamma plus bas)
$3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cu}^{2+}$	Supprimer les électrons car égaux

1. Équilibrer les autres éléments que O et H (pondération)
2. Equilibrer les O en ajoutant H_2O
3. Équilibrer les H en ajoutant H^+
4. Rétablir l'égalité des charges en ajoutant e^-
5. Multiplier si charges différentes
6. Écrire l'équation complète (gamma)

Revision #1

Created 24 May 2023 12:11:47 by SnowCode

Updated 24 May 2023 12:11:52 by SnowCode