

Chapitre 1 : Transformations acide-base



Prérequis

Groupes caractéristiques	Calculs en chimie et tableau d'avancement
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array} \quad -\text{OH}$	$n = \frac{m}{M} \quad c(S) = \frac{n(S)}{V} \quad [X] = \frac{n(X)}{V}$ <p style="text-align: center;"><i>en ion</i></p>
Schéma de Lewis	Echelle de pH
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \cdot\dot{\text{C}}\cdot \quad \text{I}\ddot{\text{O}}\cdot \quad \cdot\ddot{\text{N}}\cdot \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	

Test éclair

Indiquer la bonne réponse	A	B	C
1. Le pH d'une solution basique vérifie	pH < 7	pH = 7	pH > 7
2. Une solution qui contient plus d'ions hydrogène H ⁺ que d'ions hydroxyde HO ⁻ est	acide	neutre	basique
3. Le schéma de Lewis de l'eau H ₂ O comporte	2 doublets non liants et 2 doublets liants	2 doublets liants et aucun doublet non liant	2 doublets non liants et 4 doublets liants

Eléments de programme à maîtriser

Savoirs :

- Définitions d'acide et de base de Brønsted
- Définition d'une espèce amphotère
- Relation : $\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0} \right)$
- Domaine de validité de la relation donnant le pH

Savoir-faire

- Ecrire l'espèce conjuguée d'un acide ou une base et donner le couple acide/base
- Ecrire une demi-équation acidobasique
- Ecrire l'équation acidobasique entre un acide et une base
- Savoir représenter les schémas de Lewis et semi-développée d'un acide carboxylique, ion carboxylate, amine, ion ammonium
- Savoir calculer le pH d'une solution ou la concentration d'ions oxonium en solution

Capacité expérimentale pour ECE

- Préparer une solution par dissolution ou par dilution en choisissant le matériel adapté
- Réaliser des mesures d'absorbance, de pH, de conductivité en s'aidant d'une notice

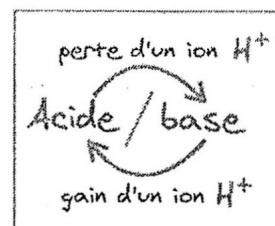
I) Les transformations acide-base

Une transformation acide-base est une transformation chimique qui implique un transfert d'ion hydrogène H^+ (aussi appelé proton) entre un acide et une base.

Selon la théorie de Brönsted, chimiste danois (1879 – 1947),

un **acide AH** est une espèce chimique capable de **libérer** un ion hydrogène H^+ .

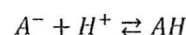
une **base A⁻** est une espèce chimique capable de **capter** un ion hydrogène H^+ .



II) Couples acide/base

Deux entités chimiques forment un **couple acide/base** s'il est possible de passer de l'une à l'autre par transfert d'ion hydrogène H^+ .

On associe à ce couple une **demi-équation** qui **modélise** le **transfert** d'ion hydrogène H^+ entre l'acide et sa base conjuguée. La double flèche signifie que le transfert d'ion hydrogène peut se produire dans les deux sens.



♥♥♥ Quelques couples acide-base sont à connaître ♥♥♥

Couples acide/base de l'eau

L'eau est l'acide du couple H_2O/HO^- dont la demi-équation est : $H_2O \rightleftharpoons HO^- + H^+$

L'ion hydroxyde HO^- est la **base conjuguée** de l'eau.

acide / base

L'eau est la base du couple H_3O^+/H_2O dont la demi-équation est : $H_3O^+ \rightleftharpoons H_2O + H^+$

L'ion oxonium H_3O^+ est l'**acide conjugué** de l'eau.

L'eau est, selon le couple considéré, un **acide** ou une **base**. On dit que l'eau est **une espèce amphotère ou un ampholyte**.

Couples acide/base de l'acide carbonique

L'acide carbonique (H_2CO_3) est un acide instable qui se forme lors de la dissolution du dioxyde de carbone (CO_2) dans l'eau. On le note fréquemment CO_2, H_2O .

La base conjuguée de l'acide carbonique est l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-) qui est à son tour un acide dont la base conjuguée est l'ion carbonate (CO_3^{2-}).

Couple	H_2CO_3/HCO_3^-	HCO_3^-/CO_3^{2-}
Acide	Acide carbonique H_2CO_3	Ion hydrogénocarbonate HCO_3^-
Base	Ion hydrogénocarbonate HCO_3^-	Ion carbonate CO_3^{2-}
Demi-équation	$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$	$HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$

L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est, selon le couple considéré, un **acide** ou une **base**. On dit que c'est **une espèce amphotère ou un ampholyte**.

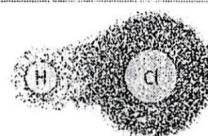
Une espèce chimique qui est, selon le couple considéré, un **acide** ou une **base** est **une espèce amphotère ou un ampholyte**.

Point sur la libération des ions H^+ (ou proton)

Pour libérer un ion hydrogène H^+ , la liaison entre un atome d'hydrogène et le reste de la molécule doit être fortement polarisée, l'atome d'hydrogène portant une charge partielle positive. Plus la liaison R-H est polarisée, plus l'atome d'hydrogène est susceptible d'être capté par une base.

caractère faible

Plus la liaison est polarisée : O-H, attire les électrons et produit donc H^+
 \neq car il y a pas d'équilibre dans la liaison



Exemple de liaison polarisée dans la molécule HCl
 Les zones plus ou moins grises indiquent la probabilité de trouver des électrons de la liaison covalente.

Soulement transfert d'électrons

H^+ 2 protons
 H^+ 1 proton
 1 électron

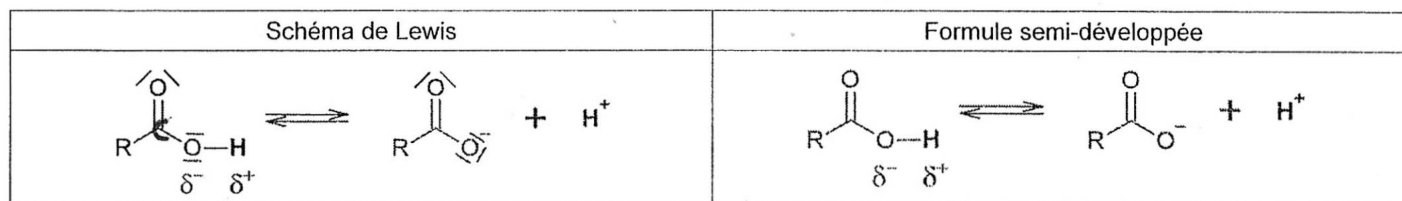
Couples acide/base des acides carboxyliques

Les acides carboxyliques de formule générale $R - COOH$ peuvent libérer un atome d'hydrogène du groupe carboxyle.

Remarque : Dans une formule, R représente une chaîne carbonée quelconque qui prolonge la molécule.

Le couple acide-base général est : $R - COOH / R - COO^-$

Cette libération d'ion hydrogène H^+ est modélisée par la demi-équation suivante :



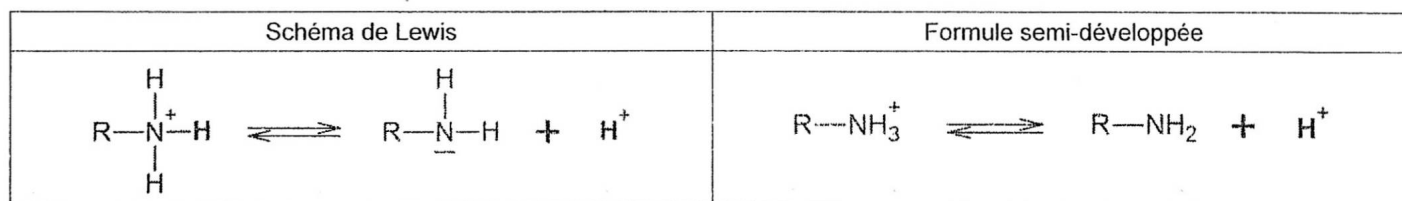
Attention à bien faire la différence entre la notation à l'aide du schéma de Lewis ou de la formule semi-développée.

Couples acide/base des amines

Les amines primaires possèdent un groupe caractéristique $-NH_2$. Le doublet non-liant du groupe caractéristique permet de capter un ion hydrogène, les amines sont donc des bases selon la théorie de Brønsted. L'acide conjugué d'une amine est appelé ion alkylammonium.

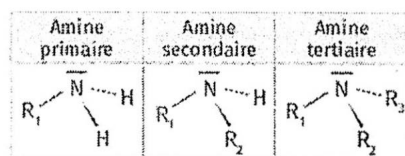
Le couple acide-base général est : $R - NH_3^+ / R - NH_2$

Cette libération d'ion hydrogène H^+ est modélisée par la demi-équation suivante :



Variables

• Classe des amines :



III) Equation d'une réaction acide-base

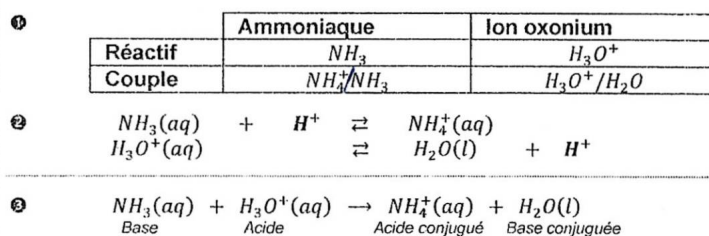
Au cours d'une réaction acide-base, l'acide d'un couple réagit avec la base d'un autre couple. Cette réaction fait donc toujours intervenir **deux couples** acide/base.

Tous les ions hydrogène H^+ libérés par l'acide d'un couple sont captés par la base de l'autre couple. Aucun ion hydrogène n'apparaît dans l'équation chimique de la réaction acide-base.

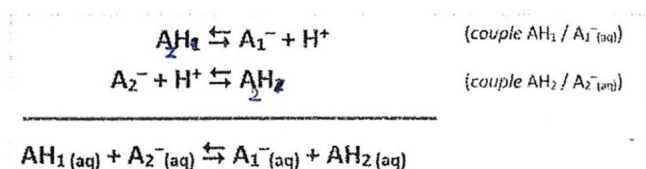
Pour établir l'équation de la réaction acide-base :

- ① Identifier les réactifs de la réaction et les couples acide/base mis en jeu.
- ② Ecrire les demi-équations de chaque couple de façon à placer les réactifs à gauche et les produits à droite.
- ③ Additionner membre à membre les demi-équations pour obtenir l'équation acide-base.

Exemple L'équation de réaction entre l'ammoniaque NH_3 et les ions oxonium H_3O^+ .



De manière générale :



IV) Le pH en solution aqueuse

Le pH est une grandeur **sans unité** comprise entre **0 et 14** en solution aqueuse qui **quantifie l'acidité** d'une solution aqueuse.

Le pH d'une solution aqueuse diluée ($[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$) est défini par la relation :

$$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^0} \right)$$

pH : sans unité
 $[H_3O^+]$: concentration en quantité de matière effective en ion oxonium (mol.L^{-1})
 c^0 : concentration standard qui vaut 1 mol.L^{-1}

Remarque : On ne peut pas calculer le logarithme d'une grandeur, c'est-à-dire d'un nombre avec unité comme par exemple la concentration $[H_3O^+]$. La concentration standard c^0 permet d'obtenir le rapport $\frac{[H_3O^+]}{c^0}$ qui est alors sans unité. Elle assure ainsi la cohérence dimensionnelle.

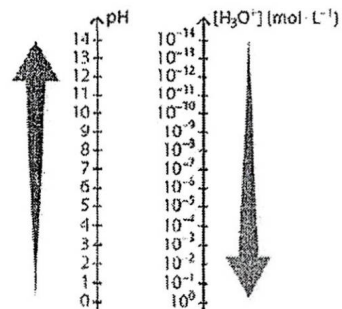
La **concentration** en ion oxonium H_3O^+ s'obtient par la relation : $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$

Le pH d'une solution est d'autant plus faible que la concentration en ions oxonium H_3O^+ est élevée.

Point sur la fonction logarithme décimal

Notée \log , c'est la fonction réciproque de la fonction $f(x) = 10^x$.

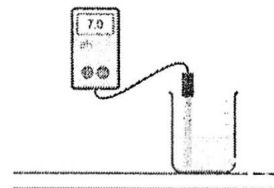
$$\log(10^x) = x \quad \text{ou} \quad 10^{\log(x)} = x, \text{ pour } x > 0$$



Mesure du pH

Le papier-pH, bandelette sur laquelle une petite goutte de solution est déposée, permet d'obtenir une indication rapide mais imprécise. Le pH-mètre permet d'obtenir une mesure précise. Il est nécessaire d'étalonner l'appareil avec des solutions de pH connu avant d'effectuer la mesure.

(Activité expérimentale mesure du pH)



$$\begin{aligned}
 pH &= -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^0} \right) \\
 -pH &= \log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^0} \right) \\
 10^{-pH} &= 10^{\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^0} \right)} \\
 10^{-pH} &= \frac{[H_3O^+]}{c^0} \\
 c^0 \times 10^{-pH} &= [H_3O^+]
 \end{aligned}$$