

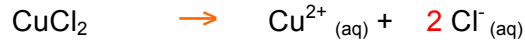
Cours 1 Les acides et les bases

I - acides et bases en solution

1) Définitions

a. la concentration

Exemple : on dissout dans 1L d'eau $n = 0,1$ mol de chlorure de cuivre II CuCl_2 .
La dissolution dans l'eau du chlorure de cuivre II s'écrit :



Si on dissout 1 mole de soluté CuCl_2 on obtient : 1 mol de Cu^{2+} et 1 mole de Cl^-

Concentration apportée en soluté
Notée c , exprimée en mol/L

C'est la concentration en espèce chimique qui a été dissoute dans l'eau

Donc dans l'exemple, $C_{\text{CuCl}_2} = 0,1$ mol/L

Concentration effective en ions
Notée $[\text{X}]$ en mol/L

C'est la concentration des espèces chimiques présentes **réellement** dans la solution

Et $[\text{Cu}^{2+}] = 0,1$ mol/L ; $[\text{Cl}^-] = 0,2$ mol/L

b. Acidité d'une solution et pH

Voir TP Les solutions acides et basiques

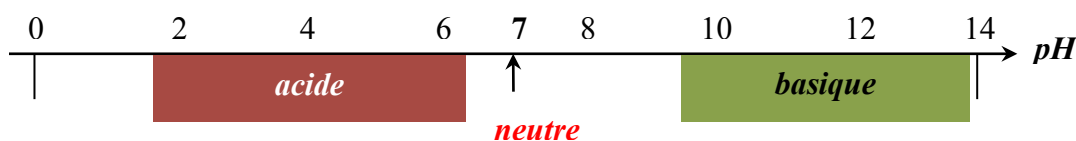
Toute solution aqueuse contient des ions H_3O^+ (ions oxonium) et HO^- (ions Hydroxyde)
Une solution acide contient majoritairement des ions H_3O^+

Une solution basique contient aussi des ions H_3O^+ mais beaucoup plus d'ions HO^-

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

- Plus le pH est élevé, plus la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est faible et plus la concentration en ions hydroxyde $[\text{HO}^-]$ est forte
- Diagramme récapitulatif

L'échelle de pH est une échelle allant de 0 à 14 permettant d'évaluer le degré d'acidité ou de basicité d'une eau :



Il existe une relation entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$: Le produit ionique de l'eau $K_e = 10^{-14}$

c. Produit ionique de l'eau

L'eau (H_2O), même pure, contient toujours des ions oxonium H_3O^+ et des ions hydroxyde HO^-
Le produit ionique de l'eau est le produit : $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]$; Il vaut 10^{-14} à 25°C .

Application: calculer la concentration en ion hydroxyde $[\text{HO}^-]$ d'une solution dont la concentration en ions oxonium est $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-9}$ mol/L

2) Influence de la dilution sur le pH

Lorsqu'on dilue une solution acide, son pH augmente et tend vers 7

Lorsqu'on dilue une solution basique, son pH diminue et tend vers 7

Si l'acide (ou la base) est fort (e) la dilution d'un facteur 10 entraîne une variation de pH de 1 unité
Si l'acide (ou la base) est faible, la dilution d'un facteur 10 entraîne une variation de pH peut importante.

II Présentation des acides et des bases

1. Définitions selon la théorie de Brønsted

Un acide selon Brønsted est une espèce chimique pouvant céder un ion H⁺ (appelé ion hydrogène ou proton)

Une base selon Brønsted est une espèce chimique pouvant capter un ion H⁺

Lorsqu'un acide cède son proton, il se transforme en une base que l'on appelle sa base conjuguée.

Les deux espèces forment un couple acidobasique.

Elles sont reliées par une équation du type : **Acide = Base + H⁺**, appelée « demi-équation » du couple.

Dans un couple acide/base, les 2 espèces chimiques se différencient par le proton H⁺ qu'elles échangent entre elles.

ATTENTION : l'acide est toujours écrit en premier.

Application 1 : entourer les écritures correctes des couples acido-basiques/

$\text{ClO}^- / \text{HClO}$; $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH} / \text{C}_5\text{H}_5\text{N}$; $\text{CH}_3\text{NH}_2 / \text{CH}_3\text{NH}_3^+$; $\text{HNO}_2 / \text{HNO}^-$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$

Remarque importante :

On utilise souvent la notation générale **AH** pour un acide et **A⁻** pour sa base conjuguée.

Le couple s'écrit alors : AH/A⁻ et la demi-équation : AH = H⁺ + A⁻

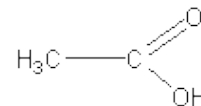
On utilise souvent la notation générale **B** pour une base et **BH⁺** pour sa base conjuguée.

Le couple s'écrit alors : **BH⁺/B** et la demi-équation : **B + H⁺ = BH⁺**.

Un acide qui a cédé un H⁺ devient une base et une base qui a fixé un H⁺ devient un acide .

Applications :

Application 2 : Voici la formule semi-développée de l'acide éthanoïque :



Sachant que l'ion H⁺ est perdu par le groupement carboxyle :

- Donner la formule semi-développée de sa base conjuguée (appelée ion éthanoate) : **H₃C-COO⁻**

- Ecrire le couple acido-basique : **H₃C-COOH / H₃C-COO⁻**

- Ecrire la demi-équation. : **H₃C-COOH = H⁺ + H₃C-COO⁻**

Application 3 :

- **L'acide phosphorique : H₃PO₄** ; l'énoncé dit que c'est un acide, donc H₃PO₄ est capable de libérer un proton H⁺.

Sa demi équation : **H₃PO₄ = H₂PO₄⁻ + H⁺** . Donner sa base conjuguée = **H₂PO₄⁻**

Ecrire le couple acido-basique correspondant : **H₃PO₄/ H₂PO₄⁻**

- On donne la demi-équation acidobasique de l'ammoniac **NH₃ + H⁺ = NH₄⁺** ; **NH₃ est une base puisqu'il est capable de capter un proton H⁺** . Donner son acide conjugué : **NH₄⁺**

- L'ion carbonate : **CO₃²⁻ + H⁺ = HCO₃⁻** ; **CO₃²⁻ est une base puisqu'il est capable de capter un proton H⁺**

On donne son acide conjugué : HCO₃⁻