

1

Solutions acido-basiques

A) Je sais donner la définition du pH

- Le caractère **acido-basique** d'une solution est dû à la présence d'ions oxonium H_3O^+ .
- relations entre le pH et la concentration** en H_3O^+ : $pH = -\log [H_3O^+]$ et $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ avec
 - $[H_3O^+]$ la concentration en ions oxonium en mol.L^{-1}
 - pH sans unité
- Plus le pH est grand, plus la concentration en ions oxonium est faible.
- À l'inverse, plus le pH est faible, plus la concentration en ions oxonium est élevée.
- On peut **mesurer** le pH :
 - avec du papier pH (précision de une unité de pH) ;
 - avec un pH-mètre (précision de 0,1 unité de pH).

B) Je sais donner la définition du produit ionique de l'eau

- relation entre le produit ionique de l'eau, la concentration en HO^- et la concentration en H_3O^+ :**
 $K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$ avec
 - $[H_3O^+]$ la concentration en ions oxonium en mol.L^{-1}
 - $[HO^-]$ la concentration en ions hydroxyde en mol.L^{-1}
 - K_e le produit ionique de l'eau sans unité
- On note $pK_e = -\log(K_e)$. À 25 °C, $pK_e = 14$.

2

Théorie de Brönsted sur les acides et bases

A) Je connais les caractéristiques d'un acide et d'une base

- Un **acide** est une espèce chimique susceptible de **céder** un proton H^+ .
- La **demi-équation** correspondante s'écrit $AH \leftrightarrow A^- + H^+$.
- Une **base** est une espèce chimique susceptible de **capter** un proton H^+ .
- La **demi-équation** correspondante s'écrit $B + H^+ \leftrightarrow BH^+$.

B) Je connais les caractéristiques des couples acide-base

- Un **couple acide/base** est l'ensemble d'un acide et d'une base qui possède la même demi-équation.
 - On note le couple AH/A^- .
 - L'acide AH et la base A^- sont alors dits **conjugués**.
 - ex. : le couple NH_4^+/NH_3 est composé de l'acide NH_4^+ et de la base NH_3 .
-

C) Je connais la mise en place d'une réaction acido-basique

- Une **réaction acido-basique** est une réaction entre deux couples acide-base, A_1H/A_1^- et A_2H/A_2^- .
 - C'est la **combinaison** des deux demi-équations :
 - $A_1H \leftrightarrow A_1^- + H^+$;
 - $A_2^- + H^+ \leftrightarrow A_2H$.
 - Cette réaction s'écrit $A_1H + A_2^- \rightarrow A_2H + A_1^-$.
 - Attention, l'eau H_2O peut se comporter à la fois comme un **acide**, dans le couple H_2O/HO^- , ou comme une **base**, dans le couple H_3O^+/H_2O .
-

3

Acides et bases forts et faibles, constante d'acidité

A) Je sais définir les acides et bases forts

- Un acide AH est **fort** s'il réagit **totalement** avec l'eau suivant la réaction :
 - $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$
 - ex. : HCl
 - Une base B est **forte** si elle réagit **totalement** avec l'eau suivant la réaction :
 - $B + H_2O \rightarrow BH^+ + HO^-$
 - ex. : $NaOH$
 - La réaction acido-basique entre un acide fort et une base forte d'un autre couple est **quasi-totale**.
 - ex. : $NaOH + HCl \rightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$
-

B) Je sais définir les acides et bases faibles

- Un acide AH est **faible** s'il réagit **partiellement** avec l'eau suivant la réaction :
 - $AH + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$
 - ex. : NH_4^+
 - Une base B est **faible** si elle réagit **partiellement** avec l'eau suivant la réaction :
 - $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + HO^-$
 - ex. : NH_3
-

C) Je sais définir la constante d'acidité

- **relation entre la constante d'acidité, la concentration en acide, la concentration en base et la concentration en ion oxonium** : $K_a = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[AH]}$ avec
 - $[AH]$ la concentration en acide en mol.L^{-1}
 - $[A^-]$ la concentration en base en mol.L^{-1}
 - $[HO^-]$ la concentration en ions hydroxyde en mol.L^{-1}
 - K_a la constante d'acidité sans unité
 - On note $pK_a = -\log(K_a)$.
 - On dit qu'une espèce A est prédominante par rapport à une espèce B si $[A] > [B]$.
 - **relation entre la constante d'acidité, la concentration en acide, la concentration en base et le pH** :
 $pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$ avec
 - $[AH]$ la concentration en acide en mol.L^{-1}
 - $[A^-]$ la concentration en base en mol.L^{-1}
 - pH sans unité
 - pK_a sans unité
-

4

Titrage acido-basique

A) Je connais le déroulement d'un titrage

- **Doser** ou **titrer** une espèce chimique en solution consiste à déterminer sa **concentration** dans la solution.
 - Lors d'un titrage on introduit progressivement une espèce B **titrante** dans la solution A **à titrer**.
 - L'**équivalence** se produit lorsque les espèces A et B sont présentes dans des proportions **stœchiométriques**
 - On a alors $C_A \times V_A = C_B \times V_{BE}$ avec
 - C_A la concentration en A en mol.L^{-1}
 - V_A le volume de la solution titrée en L
 - C_B la concentration en B en mol.L^{-1}
 - V_{BE} le volume de la solution titrante ajoutée à l'équivalence en L
-

B) Je sais les différentes méthodes pour exploiter un graphe pH/volume

- Trois méthodes sont principalement utilisées pour exploiter un **graphe pH/volume** :
 - la méthode des **tangentes parallèles**
 - la méthode de la **dérivée**
 - la méthode **colorimétrique**
 - Ces méthodes visent à déterminer le point d'équivalence et donc le **volume** à l'équivalence.
-