

Thème 1 Constitution et Transformation de la Matière

- Séquence 1 - Modélisation des réactions acidobasiques.

1. Réactions chimiques avec transfert d'ions hydrogène.

Définitions (selon Brønsted) :

Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder au moins un proton H^+ .

Une **base** est une espèce chimique capable de capter au moins un proton H^+ .

Un **couple acide/base**, noté AH/A^- est formé par un acide et sa base conjuguée susceptibles d'échanger un proton H^+ . On écrit alors une **demi-équation** acido-basique :



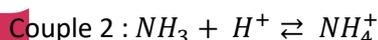
Exemple l'acide chlorhydrique et sa demi-équation : $HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$.

La relation acido-basique : Une réaction acido-basique correspond au transfert d'un ion hydrogène (ou proton) H^+ de l'acide d'un couple 1 vers la base d'un couple 2.

Si la réaction est totale, alors l'équation s'écrit avec une simple flèche (\rightarrow) et le réactif limitant est totalement consommé.

Si la réaction n'est pas totale, elle est dite limitée. Elle donne lieu à un équilibre chimique dans lequel coexistent des réactifs et des produits. Le réactif limitant n'est pas complètement consommé dans ces réactions chimiques.

Exemple : Soit la réaction de l'acide chlorhydrique sur l'ammoniac (qui est une base)



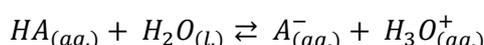
Les acides forts et les bases fortes :

Un acide est dit **fort** s'il réagit **totalem**ent avec l'eau : $HA_{(aq.)} + H_2O_{(l.)} \rightarrow A^-_{(aq.)} + H_3O^+_{(aq.)}$

Une base est dite **forte** si elle réagit **totalem**ent avec l'eau : $A^-_{(aq.)} + H_2O_{(l.)} \rightarrow AH_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)}$

Les acides faibles et les bases faibles :

Un acide et une base sont dit **faibles** si la réaction est limitée. On atteint alors un équilibre :



Pour un couple acide/base donné, cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre appelée **constante d'acidité** et notée K_A :

$$K_A = \frac{[A] \times [H_3O^+]}{[AH]}$$

On définit le pK_A tel que $pK_A = -\log(K_A)$

2. Les couples acide-base usuels.

On donne ici certains couples acidobasiques. Ils sont donnés à partir du nom de l'acide :

Le chlorure d'hydrogène : ou acide chlorhydrique en solution. On note le couple $HCl_{(g.)}/Cl_{(aq)}^-$

L'acide nitrique : HNO_3/NO_3^-

L'acide sulfurique : HSO_4^-/SO_4^{2-}

L'acide acétique : CH_3COOH/CH_3COO^-

L'ion ammonium : NH_4^+/NH_3

L'acide nitrique : HNO_3/NO_3^-

L'acide sulfurique : H_2SO_4/HSO_4^-

L'acide formique : $HCOOH/HCOO^-$

L'acide carbonique : H_2CO_3/HCO_3^-

3. Les espèces amphotères.

L'eau se comporte parfois comme un acide et parfois comme une base.

L'eau est l'acide du couple H_2O/HO^- : $H_2O_{(l.)} \rightleftharpoons H^+ + HO_{(aq)}^-$

Mais l'eau est la base du couple H_3O^+/H_2O : $H_3O_{(aq)}^+ \rightleftharpoons H_2O_{(l.)} + H^+$

On dit que l'eau est un composé **amphotère** ou que l'eau est un **ampholyte**.

4. Le pH.

Définition : Le pH indique la nature acide, basique ou neutre d'une solution.

Relation : Le pH est défini par la relation : $pH = -\log[H_3O^+]$

ou

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Pour les acides et bases fortes :

Si $pH < 7$, alors $[H_3O^+] > [HO^-]$: la solution est dite acide.

Si $pH > 7$, alors $[H_3O^+] < [HO^-]$: la solution est dite basique.

Pour les acides et les bases faibles :

Si $pH < pK_A$, alors $[A^-] < [AH]$: l'acide prédomine.

Si $pH > pK_A$, alors $[A^-] > [AH]$: la base prédomine.

Si $pH = pK_A$, alors $[A^-] = [AH]$.

Les solutions tampon : Si en solution l'espèce AH et l'espèce A^- coexistent, alors lors de l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte ou lors d'une dilution, le pH ne varie que très peu. Une telle solution où coexistent les deux espèces est appelée une solution tampon.

5. Exercices d'application.

5.1. Exercice n°1.1 :

Parmi les ions ci-dessous, indiquez, ceux qui sont des acides, ceux qui sont des bases et ceux qui sont à la fois des acides ou des bases :

F^- , NH_4^+ , O^{2-} , HSO_4^- , $CH_3NH_3^+$, $H_2PO_4^-$, H^- , et HS^- .

5.2. Exercice n°1.2 :

Indiquez les équations des réactions des acides suivants avec H_2O : HI , HNO_3 , HF .

5.3. Exercice n°1.3 :

Indiquez les équations des réactions des bases ci-dessous avec H_2O : HS^- , PH_2^- , F^- , CH_3NH_2 , H^- .

5.4. Exercice n°1.4 :

Donnez la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :

- HNO_2
- $CH_2ClCOOH$
- H_3PO_4
- $H_2PO_4^-$

5.5. Exercice n°1.5 :

Indiquez le couple acide/base conjuguée dans les réactions suivantes :

- $C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C_6H_5COO^-$
- $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$
- $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$

5.6. Exercice n°1.6 :

Écrivez l'équation de la réaction qui accompagne la mise en solution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

5.7. Exercice n°1.7 :

On ajoute une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à une solution d'hydroxyde de calcium. Écrivez l'équation de la réaction.

5.8. Exercice n°1.8 :

Indiquez les équations des réactions des deux acides ci-dessous avec l'eau :

CH_3COOH et C_6H_5COOH

5.9. Exercice n°1.9 :

Que vaut la concentration $[H_3O^+]$ dans une solution dans laquelle la concentration $[OH^-]$ vaut $10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$?

5.10. Exercice n°1.10 :

Quel est le pH d'une solution dans laquelle $[H_3O^+] = 0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$? Dans laquelle $[H_3O^+] = 0,012 \text{ mol} \cdot L^{-1}$?

5.11. Exercice n°1.11 :

Calculez le pKa de l'acide nitreux ($K_a = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$) et du cyanure d'hydrogène ($K_a = 3,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$).

Je vérifie mes connaissances sur la séquence 1

Pour les questions suivantes, identifiez la ou les bonne(s) réponse(s).

1. Le pH est :

- Est un nombre sans unité.
- Est exprimé en mol/L.
- Permet de quantifier le caractère acide ou basique d'une solution.
- Permet de quantifier le caractère oxydant ou réducteur d'une solution.

2. Lorsque le pH diminue :

- La concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ augmente.
- La concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ diminue.
- La concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ reste stable.

3. Quelle est (sont) la (les) relation(s) exacte(s) :

- $pH = -\log[H_3O^+]$.
- $[H_3O^+] = -\log(pH)$
- $[H_3O^+] = \log(pH)$
- $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

4. On a un verre de jus de fruits à pH = 3,0 et un verre de boisson gazeuse à pH = 6,0 :

- La concentration en ions H_3O^+ est plus importante dans la boisson gazeuse.
- La concentration en ions H_3O^+ est plus importante dans le jus de fruits.
- La concentration en ions H_3O^+ vaut 10^{-3} mol/L dans le jus de fruits.

5. On a un verre de jus de fruits à pH = 3,0 et un verre de boisson gazeuse à pH = 6,0 :

- Les concentrations en ions H_3O^+ des deux solutions sont dans un rapport 2.
- Les concentrations en ions H_3O^+ des deux solutions sont dans un rapport 3.
- Les concentrations en ions H_3O^+ des deux solutions sont dans un rapport 100.
- Les concentrations en ions H_3O^+ des deux solutions sont dans un rapport 1000.

6. On dissout 0,05 mol d'ammoniac NH_3 gazeux dans 100 mL d'eau pure. Le pH de la solution obtenue est égal à 11,3 :

- L'ammoniac joue ici le rôle d'un acide.
- L'ammoniac joue ici le rôle d'une base.
- La réaction de l'ammoniac avec l'eau est : $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + HO^-$
- Le pH d'une telle solution devrait être inférieur à 7.

7. La définition de la constante d'acidité K_a d'un couple acide-base est :

- $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$
- $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$
- $K_a = \frac{[HO^-][A^-]}{[AH]}$

d. $K_a = \frac{[AH]}{[A^-][H_3O^+]}$

e. $K_a = \frac{[A^-]}{[AH][H_3O^+]}$

8. Le pK_a d'un couple acide-base est défini par :

a. $pK_a = -\log [H_3O^+]$

b. $pK_a = -\log (K_a)$

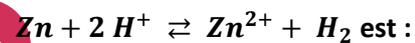
c. $pK_a = \log (K_a)$

9. Plus le K_a d'un couple acide-base est grand, plus son pK_a est :

a. Grand.

b. Petit.

10. La réaction chimique de l'attaque du zinc métal par une solution acide, dont l'équation est



a. Une réaction acido-basique.

b. Une réaction d'oxydo-réduction.

c. Ni l'une, ni l'autre.

DEVOIR A RENDRE N°1**Exercice n°1 :**

Donnez l'acide conjugué de chaque base mentionnée ci-dessous :

- NH_3
- HSO_4^-
- $NaOH$
- $C_2O_4^{2-}$

Exercice n°2 :

Quelles espèces chimiques trouve-t-on dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ?

Exercice n°3 :

Que se passe-t-il lorsque l'on verse du nitrate d'argent dans une solution d'acide chlorhydrique ? Ecrivez l'équation de la réaction.

Exercice n°4 :

L'acide formique est l'acide carboxylique le plus simple. Quelle est sa formule de Lewis ?

Exercice n°5 :

Quelles sont les valeurs de $[H_3O^+]$ et de $[OH^-]$ dans l'eau pure à 22°C ?

Exercice n°6 :

Quelle est la valeur de $[H_3O^+]$ dans une solution dans laquelle $[OH^-]$ vaut $10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

Exercice n°7 :

Quel est le pH d'une solution de HCl à la concentration $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

Exercice n°8 :

Un certain vinaigre à un pH = 2,8. Déterminez les concentrations $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$.

Exercice n°9 :

Un acide possède un $pK_a = 4,75$. Quelle est sa constante d'acidité K_a ?