

Objectifs : Introduire un nouveau type de réaction chimique, tout en comparant avec un autre type de réactions déjà connues.

Rappel oxydoréduction.

Un oxydant est une entité chimique qui lors d'une réaction d'oxydoréduction

.....

Un réducteur est une entité chimique qui lors d'une réaction d'oxydoréduction

.....

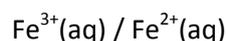
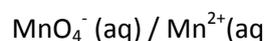
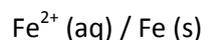
Lors d'une réaction d'oxydoréduction , il y a donc un

Si on peut passer d'un oxydant à son espèce réduite par ce type de demi – équation, on dit que les deux espèces forment un couple oxydant réducteur



Ox/ red (couple)

Exemples de couples :



Ecrire la réaction entre les ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et les ions permanganate $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$

Acide et base :

$\text{HCl}(\text{g})$ est du chlorure d'hydrogène, c'est un acide.

$\text{NH}_3(\text{g})$ est de l'ammoniac, c'est une base.

Quand on les met en contact, ils réagissent entre-eux et donnent un solide blanc (voir expérience)

Ce solide est du Chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$) (s)

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Sur le modèle des oxydoréductions, décomposer cette équation en deux demi-équations ;
- 3) Déduire la particule qui est échangée au cours d'une réaction acide-base.
- 4) Déduire la définition d'un acide et d'une base.
- 5) Donner les deux couples acide-base mis en jeu dans l'équation.

Exercice 1: On donne les acides de cinq couples, indiquer les bases conjuguées de ceux-ci.

(ion oxonium) H_3O^+ /

(eau) H_2O /

(Acide éthanoïque) CH_3COOH /

(Acide méthanoïque) HCOOH /

(Acide sulfurique) H_2SO_4 /

Exercice 2: On donne les bases de quelques couples, trouver leurs acides conjugués

/ NH_3 (Ammoniac)

/ HO^- (Ion hydroxyde)

/ $\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$ (ion propanoate)

Exercice 3 : Réaction des acides et des bases.

Ecrire les équations des réactions entre :

L'ion oxonium et l'eau

L'ion oxonium et l'ion hydroxyde ;

L'acide méthanoïque et l'ion hydroxyde

HCl et l'eau.

Exercice 3 : pH des solutions.

La mesure du pH d'une solution permet de connaître la concentration des ions H_3O^+ dans une solution.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (lire concentration en H_3O^+) = $10^{-\text{pH}}$

La mesure du pH d'une solution acide permet de voir comment l'acide réagit avec l'eau (base très faible), un acide est dit fort s'il réagit totalement avec l'eau (traduction : si on ajoute une mol d'acide dans l'eau, celui-ci cède une mol de H^+ dans l'eau et donne une mol d'ion oxonium H_3O^+]

Ces mesures se font toujours pour ses solutions en acide de concentration en soluté égales à 10^{-2} mol/L, c'est-à-dire que l'on a mis 0,01 mol de cet acide dans environ 1 litre d'eau (volume total de la solution)

| | | | |
|----------------|----------------------------|--------------------------------|---------------------------|
| Acide | Acide Chlorhydrique | Acide acétylsalicylique | Acide éthanoïque |
| Formule | HCl | AH | CH₃COOH |
| pH | | | |

Ecrire les 3 équations des réactions de ces acides avec l'eau.

Montrer à l'aide de 3 tableaux d'avancement que seul un acide réagit totalement avec l'eau.

Pour les deux autres, calculer le pourcentage d'acide qui s'est dissocié à la fin.

Déduire l'ordre de force de ces trois acides.

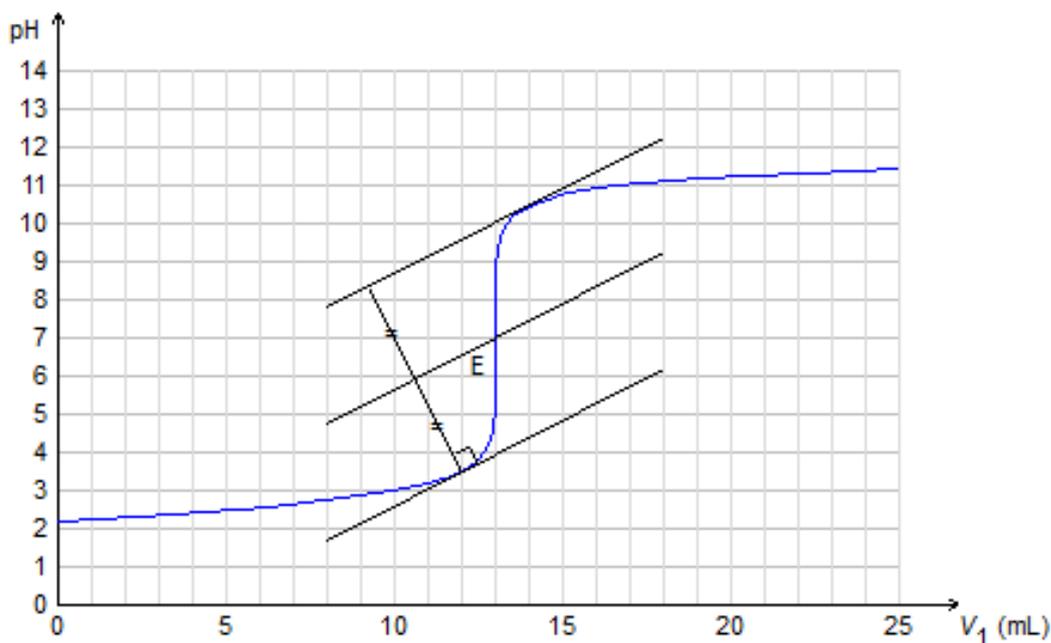
Quelle pourrait être à votre avis l'explication à cette réaction non totale avec l'eau de ces acides ?

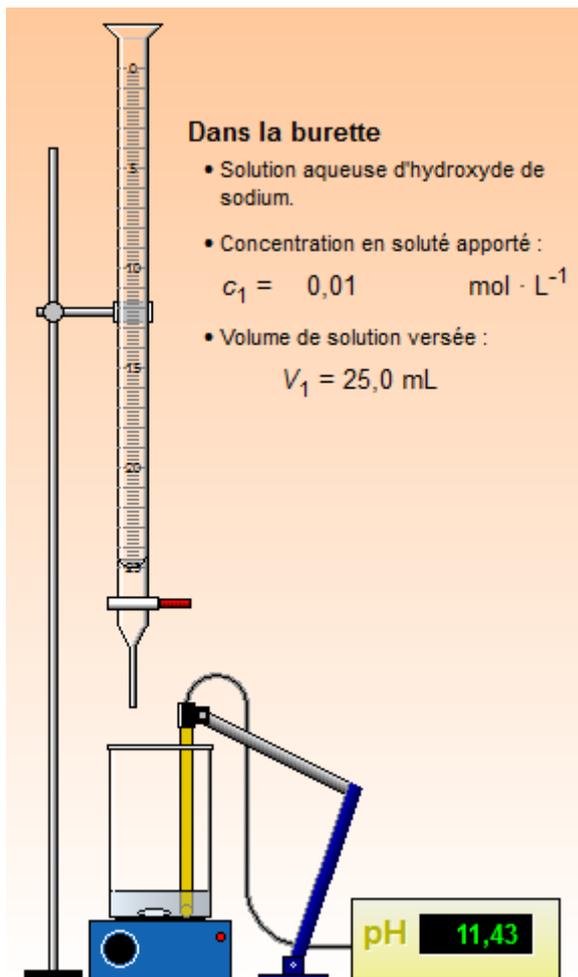
Exercice 4 : Réaction entre un acide fort et une base forte.

On introduit dans un bécher 10 mL une solution d'acide chlorhydrique dont on ne connaît pas la concentration, et on introduit dans une burette une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration C_b connue = $1,00 \cdot 10^{-2}$ mol/L

On verse mL par mL la solution d'hydroxyde de sodium dans le bécher et on relève à chaque fois le pH de la solution.

On trace ensuite le graphique donnant le pH en fonction du volume de solution versée.





Montage expérimental

- 1) Expliquer la forme de la courbe.
- 2) Pour quel volume de soude versée a-t-on l'équivalence (ici neutralité de la solution)
- 3) A l'aide d'un tableau d'avancement déduire la concentration de la solution d'acide au départ.