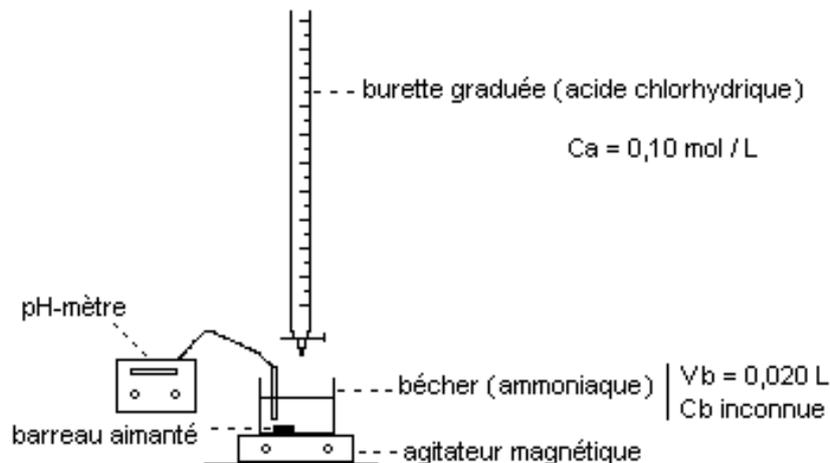


DOSAGE D'UNE SOLUTION D'AMMONIAQUE PAR UNE SOLUTION

D'ACIDE CHLORHYDRIQUE

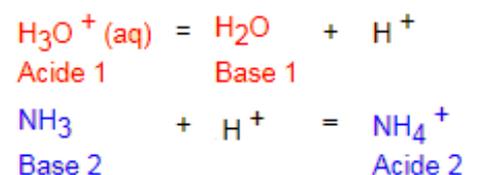
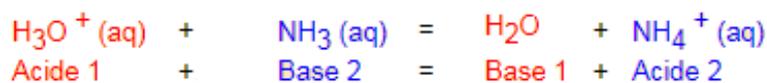
Mode opératoire :



Dans un bécher on introduit $V_b = 20 \text{ mL}$ d'une solution S d'ammoniaque de concentration inconnue C_b , puis, à la burette, on ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,10 \text{ mol / L}$.

Equation de la réaction :

L'acide chlorhydrique (réactif titrant) est totalement ionisé en ions oxonium H_3O^+ (actifs) et en ions chlorure Cl^- (ions passifs non représentés ci-dessous) :



Rappel :

- Un monoacide est une espèce chimique, ionique ou moléculaire, pouvant donner un ion H^+ .
- Une monobase est une espèce chimique, ionique ou moléculaire, pouvant recevoir un ion H^+ .

Calcul de la constante de réaction K :

La constante d'équilibre associée à la réaction de dosage est :

$$K = \frac{[\text{Base 1}] \cdot [\text{Acide 2}]}{[\text{Acide 1}] \cdot [\text{Base 2}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Base 1}]}{[\text{Acide 1}]} \times \frac{[\text{Acide 2}]}{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Base 2}]} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$$

A 25 °C, $\text{pK}_a (\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}) = 0,0$ et $\text{pK}_a (\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$.

Donc :

$$K_{A1} = 10^{-0} = 1 \quad K_{A2} = 10^{-9,2}$$

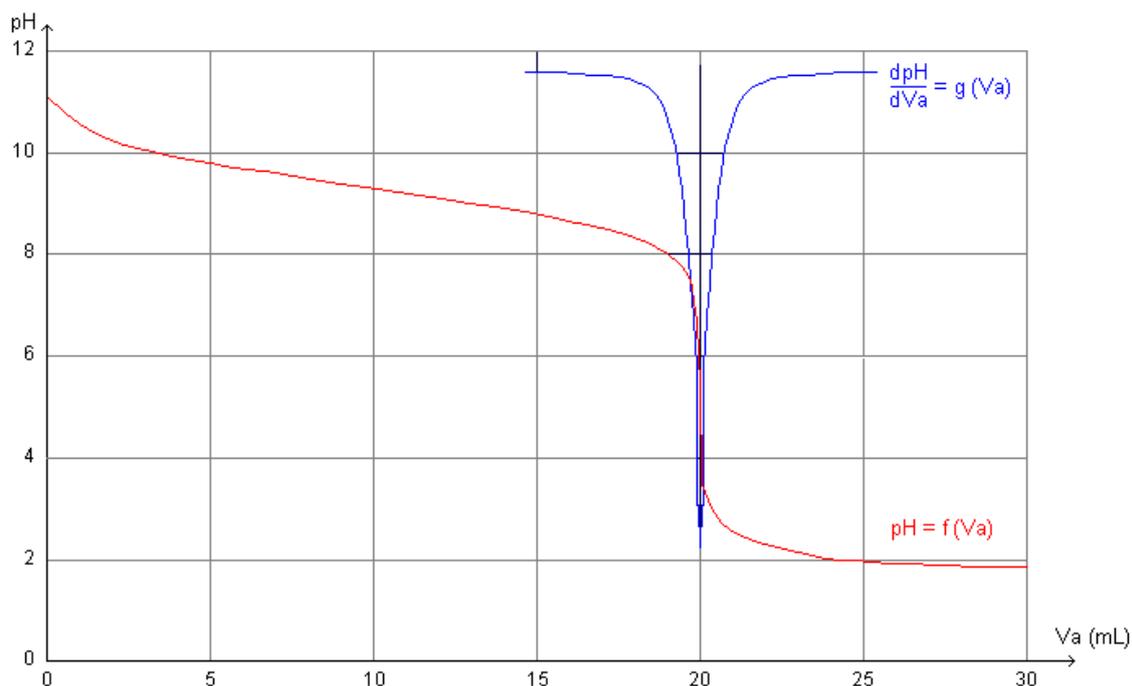
$$K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$$

$$K = 1 / 10^{-9,2} = 10^{9,2}$$

Après chaque ajout d'acide, la réaction est totale pour le réactif limitant. A l'équivalence, elle est totale pour les deux réactifs. C'est cela qui permet de déterminer la concentration de la solution d'ammoniaque. Une réaction de titrage doit, en effet, être totale et suffisamment rapide.

Calcul de la concentration de la solution d'ammoniaque :

Tracé des courbes $\text{pH} = f(V_a)$ et $\frac{d\text{pH}}{dV_a} = g(V_a)$:



Sur le graphe, on lit au point d'équivalence E :

$$V_{aE} = 20 \text{ mL et } pH_E = 5,1$$

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage. Ils sont tous deux intégralement consommés.

Si, avant l'équivalence, le réactif limitant était le réactif ajouté, après l'équivalence le réactif limitant est le réactif initialement présent dans le bécher.

A l'équivalence :

$$N_{\text{équivalence}} (\text{acide ajoutée}) = N_{\text{initial}} (\text{ammoniaque})$$

$$C_a \cdot V_{aE} = C_b \cdot V_b$$

$$C_b = C_a \cdot V_{aE} / V_b$$

$$C_b = 0,10 \times 0,020 / 0,020$$

$$C_b = 0,10 \text{ mol / L}$$

Remarque :

La relation $C_a \cdot V_{aE} = C_b \cdot V_b$ peut être retrouvée à partir du tableau d'avancement de la réaction en se plaçant à l'équivalence :

Equation :		$H_3O^+(aq)$ Acide 1	+ $NH_3(aq)$ Base 2	= $H_2O(liq)$ Base 1	+ $NH_4^+(aq)$ Acide 2
Etat initial (mol)	avancement : 0	$N_a = C_a \cdot V_a$	$N_b = C_b \cdot V_b$	0	0
Etat intermédiaire (mol)	avancement : x	$C_a \cdot V_a - x$	$C_b \cdot V_b - x$	x	x
Equivalence (mol)	avancement : x_E	$C_a \cdot V_{aE} - x_E = 0$	$C_b \cdot V_b - x_E = 0$	x_E	x_E

A l'équivalence les deux relations $C_a \cdot V_{aE} - x_E = 0$ et $C_b \cdot V_b - x_E = 0$ donnent $x_E = C_a \cdot V_{aE} = C_b \cdot V_b$
Rappelons que les réactions acido-basiques sont quasi instantanées.

Titration colorimétrique

Si le titrage pH-métrique était remplacé par un titrage colorimétrique, on déterminerait le point d'équivalence E en utilisant un indicateur coloré.

Un indicateur coloré convient pour un dosage acido-basique si sa zone de virage contient le pH du point d'équivalence E.

Ici, à l'équivalence $\text{pH}_E = 5,1$

Le rouge de méthyle, dont la zone de virage est comprise entre 4,2 et 6,2, contient donc le pH à l'équivalence. Il est donc l'indicateur coloré qui conviendrait le mieux.

Données :

- . Phénolphthaléine (zone de virage 8,1 – 9,8)
- . Hélianthine (zone de virage 3,2 – 4,4)
- . Rouge de méthyle (zone de virage 4,2 – 6,2)