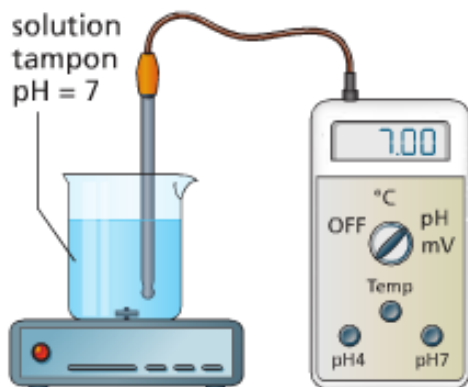
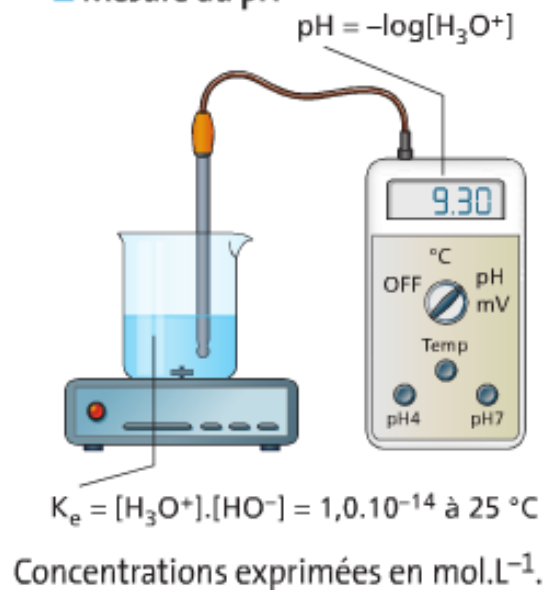


pH : mesure et utilisation

■ Étalonnage du pH-mètre



■ Mesure du pH



Acides et bases

Acide faible et base faible	Acide fort et base forte
<ul style="list-style-type: none"> ■ Exemples de couples : $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$; $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ 	<ul style="list-style-type: none"> ■ Exemples : HCl ; NaOH
<ul style="list-style-type: none"> ■ Équilibre de Brønsted forme acide \rightleftharpoons forme basique + H^+ exemple : $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$ 	<ul style="list-style-type: none"> ■ Équilibre de Brønsted $\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ et $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$
<ul style="list-style-type: none"> ■ Réaction partielle avec l'eau $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ 	<ul style="list-style-type: none"> ■ Réaction quasi totale avec l'eau $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
<ul style="list-style-type: none"> ■ Le couple est caractérisé par une constante d'acidité <ul style="list-style-type: none"> • $K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$ • $\text{p}K_a = -\log K_a$ (les concentrations sont exprimées en mol.L^{-1} ; K_a et $\text{p}K_a$ n'ont pas d'unité) 	<ul style="list-style-type: none"> ■ Pas de constante d'acidité <p>Réaction quasi totale et exothermique entre un acide fort et une base forte</p> $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> ■ Diagramme de prédominance : <div style="text-align: center;"> $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$ \downarrow NH_4^+ majoritaire NH_3 majoritaire $\xrightarrow{\text{pH}}$ $\text{p}K_a$ </div> 	<ul style="list-style-type: none"> ■ Pas de diagramme de prédominance car la réaction entre un acide fort ou une base forte avec l'eau est totale.