

# Les acides les bases

## PowerPoint 5.1

### La catégorization des éléments

Quelles sont des catégories d'éléments différentes?

- Métaux, non-métaux, et métalloïdes.
- Les métaux de transition.
- Lanthanides and Actinides, souvent séparés de la reste du tableau.
- Les groupes, les métaux alcalins, halogènes, gaz nobles, et d'autres.
- Les périodes, indiquant le nombre de couches électronique dans l'atome neutre d'un élément.
- Les éléments diatomiques,  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $S_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$

## Des catégories de composés

Comment les composés sont-ils catégorisés?

➤ Les composés ioniques versus les composés covalents

➤ Les acides et les bases



## Les différences générales entre les acides et les bases

### Les acides

- Un goût aigre
- Corrosif, ronge les métaux
- La formule commence souvent avec un H ou un CH
- Produit du  $H^+$
- $pH < 7$

### Les acides et les bases

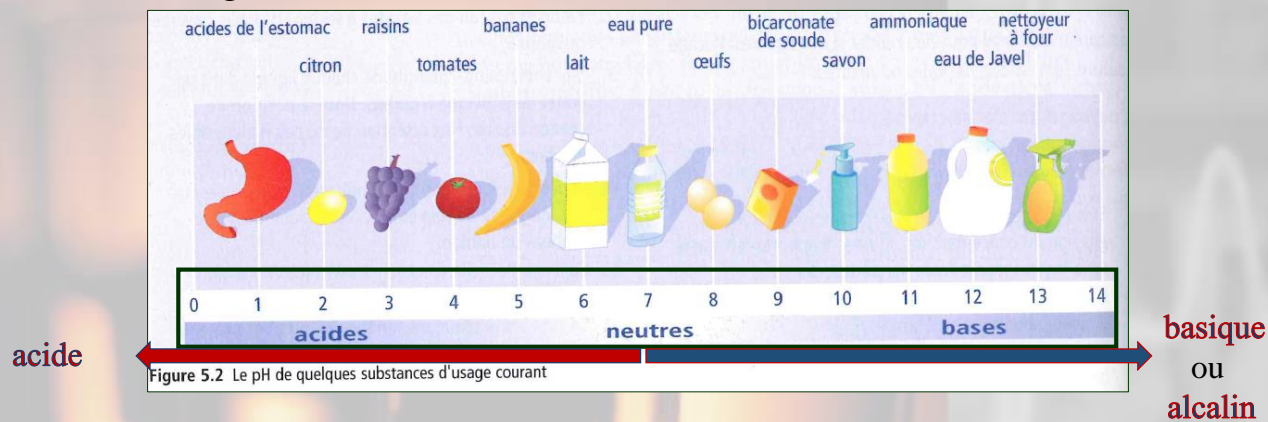
- Corrosifs
- Conduisent l'électricité

### Les bases

- Un goût amer
- Une texture glissante
- Caustique
- Moins réactives avec les métaux
- La formule se termine souvent en OH
- Produit du  $OH^-$
- $pH > 7$

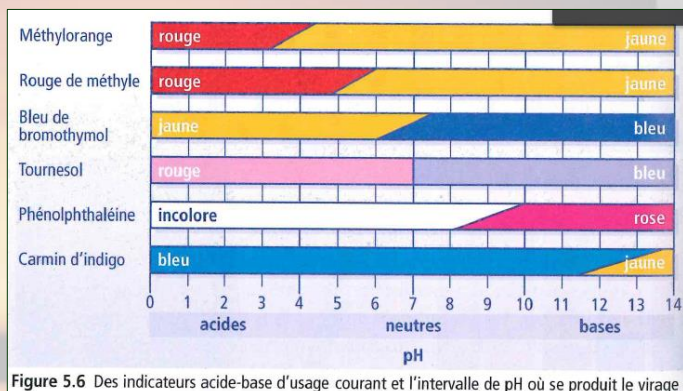
## L'échelle des pH

- Une échelle graduée, de 0 à 14, servant à mesurer l'acidité ou la basicité d'une solution.
- Une variation de une unité représente une variation 10 fois plus grande dans le degré d'acidité ou de basicité



## Les indicateurs de pH

- **Les indicateurs de pH** sont des substances chimiques qui changent de couleur selon le pH de la solution dans laquelle ils sont placés.
- Ils sont souvent utilisés pour déterminer le pH d'une solution ou pour déterminer la concentration de  $H^+$  ou de  $OH^-$ .



## Les noms des acides

Plusieurs composés ioniques créent des solutions acides quand ils sont dissous dans l'eau. Ces composés ont des noms différents quand ils sont en solution.

Formule	Nom chimique	Formule en solution	Nom en solution
HF	fluorure d'hydrogène	HF <sub>(aq)</sub>	acide fluorhydrique
HCl	chlorure d'hydrogène	HCl <sub>(aq)</sub>	acide chlorhydrique
HBr	bromure d'hydrogène	HBr <sub>(aq)</sub>	acide bromhydrique
HI	iodure d'hydrogène	HI <sub>(aq)</sub>	acide iodhydrique
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	sulfate d'hydrogène	H <sub>2</sub> SO <sub>4(aq)</sub>	acide sulfurique
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	sulfite d'hydrogène	H <sub>2</sub> SO <sub>3(aq)</sub>	acide sulfureux
HClO <sub>4</sub>	perchlorate d'hydrogène	HClO <sub>4(aq)</sub>	acide perchlorique
HClO <sub>3</sub>	chlorate d'hydrogène	HClO <sub>3(aq)</sub>	acide chlorique
HClO <sub>2</sub>	chlorite d'hydrogène	HClO <sub>2(aq)</sub>	acide chloreux

Si l'oxygen est présent dans la formule,  
Avec le suffix -ate devient -ique, on enlève "hydrogène" et on ajoute acide.  
Avec le suffix -ite devient -eux, on enlève "hydrogène", et on ajoute acide.

Si seulement un halogène est présent,  
on ajoute le suffix -hydrique et le mot  
"acide".

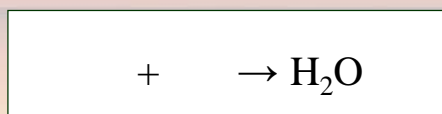
## Les ions H<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup>

➤ Les acides produisent du H<sup>+</sup>  
en solution

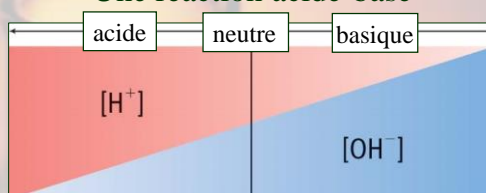
➤ Si la concentration de H<sup>+</sup>  
augmente, l'acidité  
augmente et le pH est  
réduit.

➤ Les bases produisent du OH<sup>-</sup>  
en solution

➤ Si la concentration de OH<sup>-</sup> augmente  
la basicité augmente  
et le pH augmente



Une neutralisation  
Une réaction acide-base



Remarquez que H<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup> changent simultanément. À mesure que H<sup>+</sup> décroît à droite, OH<sup>-</sup> augmente.

## Récapitulons!

### Les acides

concentration de  $H^+$  ↑  
pH < 7

### Réaction de neutralization

La réaction entre un acide  
et une base



### Les bases

concentration de  $OH^-$  ↑  
pH > 7

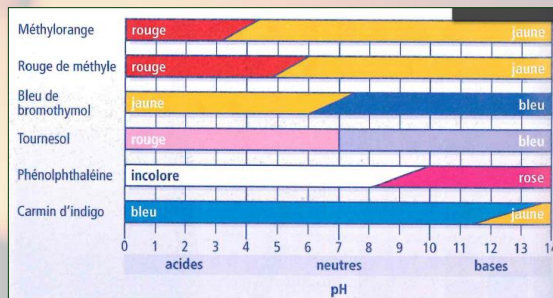
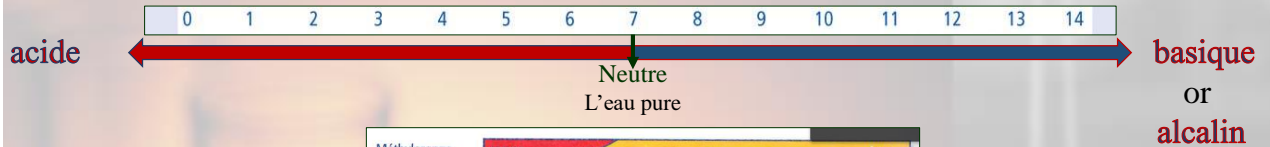


Figure 5.6 Des indicateurs acide-base d'usage courant et l'intervalle de pH où se produit le virage