

détartrant / acide chlorhydrique à 1 mol/L	0
acide de batterie / drainage minier	<1
acide gastrique	2,0
jus de citron	2,4
cola	2,6
vinaigre	2,9
jus d'orange	3,5
bière	4,5
café	5,0
thé	5,5
pluies acides	<5,6
lait	6,5
eau pure / savon « doux »	7,0
salive	6,5-7,4
sang	7,34-7,4
eau de mer	8,2
savon / lessive	9-10
eau de javel / ammoniacque	11,5
chaux	12,5
décapant / déboucheur / soude à 1 mol/L	14,0

Définition d'un acide selon **Brønsted** : espèce chimique capable de céder un proton  $H^+$

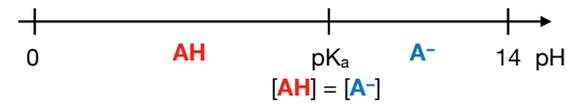
# réaction acido-basique

couple acidobasique  $AH / A^-$

demi-équation protonique :  
 $AH = A^- + H^+$

$AH$ , donneur de proton  $H^+$ , est la forme **acide**

$A^-$ , accepteur de proton  $H^+$ , est la forme **basique**



**pH**  
potentiel Hydrogène

$pH = -\log [H_3O^+]$

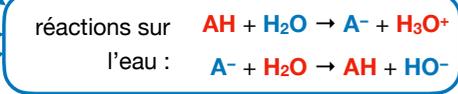
$[H_3O^+] = 10^{-pH}$

échange d'un proton  $H^+$  entre l'acide d'un couple ( $AH/A^-$ ) et la base d'un autre couple ( $BH/B^-$ )



l'eau

$H_2O$  est amphotère (fait partie de deux couples)  
 $H_3O^+ / H_2O$   
 $H_2O / HO^-$



présence relative des ions oxonium ( $H_3O^+$ ) et des ions hydroxyde ( $HO^-$ ) dans l'eau en fonction du pH

