

Les acides et les bases NM

Quelques propriétés

ACIDE	BASE
Corrosif et goût aigre	Corrosif et amer
pH < 7, papier tournesol → rouge	pH > 7, papier tournesol → bleu
Conduisent l'électricité	Conduisent l'électricité
R_{xn} avec base → sel + eau	R_{xn} avec acide → sel + eau
R_{xn} avec métaux* → sel + H ₂	NON
R_{xn} avec carbonates → sel + eau + CO ₂	NON

Théorie d'Arrhénius

acide : substance qui se dissocie dans l'eau pour produire un ou plusieurs ions hydrogène, H^+



base : substance qui se dissocie dans l'eau pour produire un ou plusieurs ions hydroxyde, OH^-



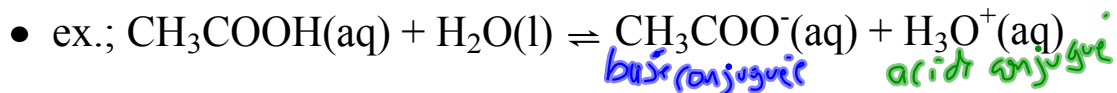
Limites d'Arrhénius

hydronium

- H^+ dans l'eau s'hydrate $\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$
- NH_3 est une base, même si pas de OH^-
- Réactions acido-basiques peuvent se passer dans d'autres solvants que l'eau

Théorie de Bronsted-Lowry

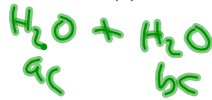
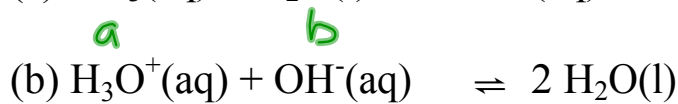
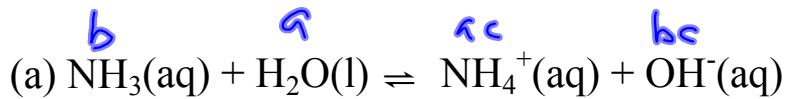
- un acide de Bronsted-Lowry donne un proton (H^+)
- une base de Bronsted-Lowry accepte un proton (H^+)
- la base conjuguée d'un acide de Bronsted-Lowry est ce qui reste après que l'acide cède son proton
- l'acide conjugué d'une base de Bronsted-Lowry est ce qui est produit après que la base accepte un proton



CH_3COOH/CH_3COO^- est un couple acide-base conjuguée
 H_3O^+/H_2O est un couple acide-base conjuguée

Les couples acide-base conjuguée

- Exemple: Quels sont les couples acide-base conjugués dans les réactions suivantes?



- Solution:
 - (a) $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ est un couple acide-base conjugué
 $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ est un couple acide-base conjugué
 - (b) $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ est un couple acide-base conjugué
 $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ est un couple acide-base conjugué
- N.B. Dans chaque cas, le 1^{er} est l'acide et le 2^e est la base.

Ex.2 : Donne la base conjuguée des substances suivantes :

- a) HF b) H_3O^+ c) H_2PO_4^- d) HCO_3^-

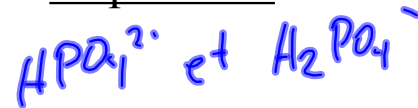
F^-	H_2O	HPO_4^{2-}	CO_3^{2-}
--------------	----------------------	---------------------	--------------------

Ex.3 : Donne l'acide conjugué des substances suivantes :

- a) CN^- b) PO_4^{3-} c) OH^- d) HCO_3^-

HCN	HPO_4^{2-}	H_2O	H_2CO_3
--------------	---------------------	----------------------	-------------------------

** Dans les exemples suivants, on peut voir que H_2O et HCO_3^- peuvent gagner ou perdre un proton (H^+) et peuvent donc agir comme un acide ou une base. Les substances capables d'agir comme un acide ou une base sont des amphotères.**



Les acides et les bases de Lewis

- selon Lewis:

une base est une substance qui peut donner un doublet d'électrons

un acide est une substance qui peut recevoir un doublet d'électrons

- cette définition acide/base est plus générale que celle de Bronsted-Lowry

un acide de Bronsted-Lowry est aussi un acide de Lewis

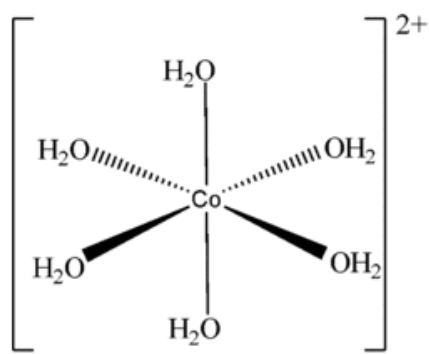
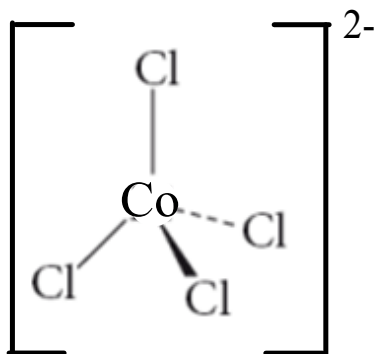
une base de Bronsted-Lowry est aussi une base de Lewis

mais, en plus, les définitions de Lewis incluent des réactions telles que $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{F}_3\text{BNH}_3$

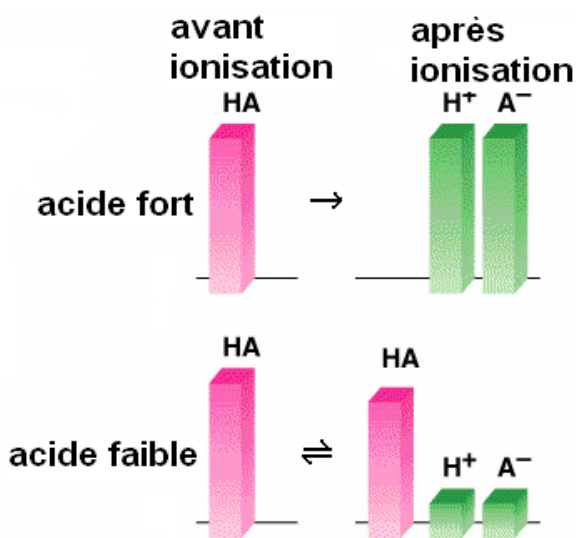
- dans cet exemple, le B n'a que 6 électrons de valence et le N a un doublet libre, donc le B du BF_3 accepte ce doublet libre. (liaison dative ou de coordination)
- on forme le sel de Lewis F_3BNH_3



La formation d'ions complexes est aussi un exemple de réactions acido-basiques selon Lewis : l'ion métallique (Co) est l'acide de Lewis et le ligand (Cl^- et H_2O) est la base de Lewis



Les acides



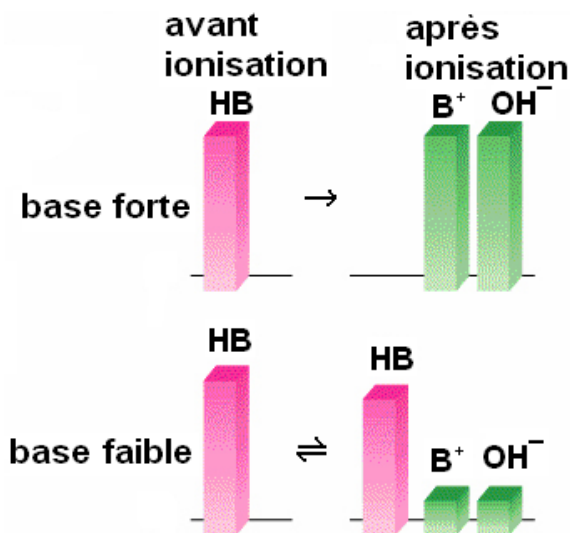
- un acide fort est un électrolyte fort qui s'ionise complètement dans l'eau
- ex.; HCl, HNO₃, H₂SO₄

- un acide faible est un électrolyte faible qui ne s'ionise que partiellement dans l'eau

- ex.; HF, CH₃COOH, NH₄⁺



Les bases



- une base forte est un électrolyte fort qui s'ionise complètement dans l'eau
- ex.; NaOH, KOH, Ba(OH)₂
(Alcalin OH)
- une base faible est un électrolyte faible qui ne s'ionise que très peu dans l'eau
- ex.; NH₃(aq), aminoéthane (C₂H₅NH₂)

Tests pour savoir si c'est un acide(base) fort ou faible.

1. pH :

pH acide fort < pH acide faible ; pH base forte > pH base faible

2. Conductivité électrique :

conductivité acide ou base fort(e) > conductivité acide ou base faible

Pour chacun de ces tests,

la concentration des 2 acides(bases) doit être la même!

Il existe un 3^e test qui est un peu moins facile à clairement voir : la vitesse de réaction. Si la réaction dépend de la concentration des ions H⁺, l'acide fort va réagir plus vigoureusement que l'acide faible; à la même concentration!

Les acides forts et les bases fortes

Dans un couple acide-base conjugué, si un acide est fort, sa base conjuguée est très faible, et vice versa

Les acides forts : HCl, HNO₃, H₂SO₄, ... se dissocient complètement
ex.; Si [HCl] = 0,1 mol dm⁻³, calcule la concentration d'ions H⁺



0,1 mol/l : 0,1 mol/l 0,1 mol/l

Si les acides ne peuvent libérer qu'un proton, on dit qu'ils sont monoprotiques (HCl, HNO₃) ...

Plus qu'un proton : diprotique (H₂SO₄), polyprotiques

Les bases fortes : LiOH, NaOH, KOH, Ba(OH)₂, ... se dissocient complètement

ex.; Si [Ba(OH)₂] = 0,2 mol dm⁻³, calcule la concentration d'ions OH⁻



0,2 mol 0,2 mol 0,4 mol

→

0,4 mol dm⁻³

Les propriétés acido-basiques de l'eau

Rappel : l'eau peut donner un proton (et devenir OH^-) ou accepter un proton (et devenir H_3O^+): l'eau est donc acide et basique, donc amphotère.

l'eau peut s'auto-ioniser: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

NB: seulement environ 2 molécules d'eau sur un milliard se dissocient

la constante d'équilibre, à 25°C, pour l'auto-ionisation est (utilisant H^+ pour simplifier):

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_c = K_e = K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

les concentrations de H^+ et OH^- sont reliées une à l'autre
si une est haute, l'autre est basse, car leur produit est fixe

dans une solution neutre, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = (1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \text{ à } 25^\circ\text{C})$

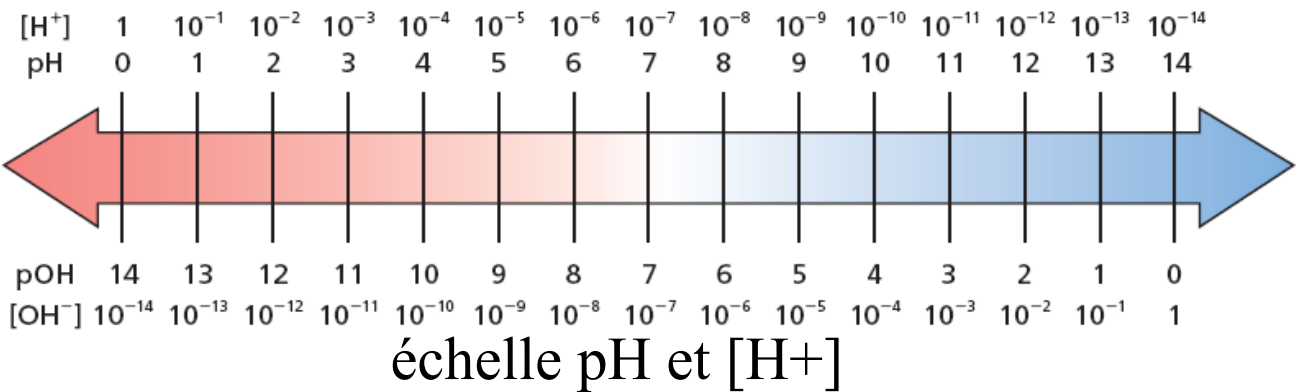
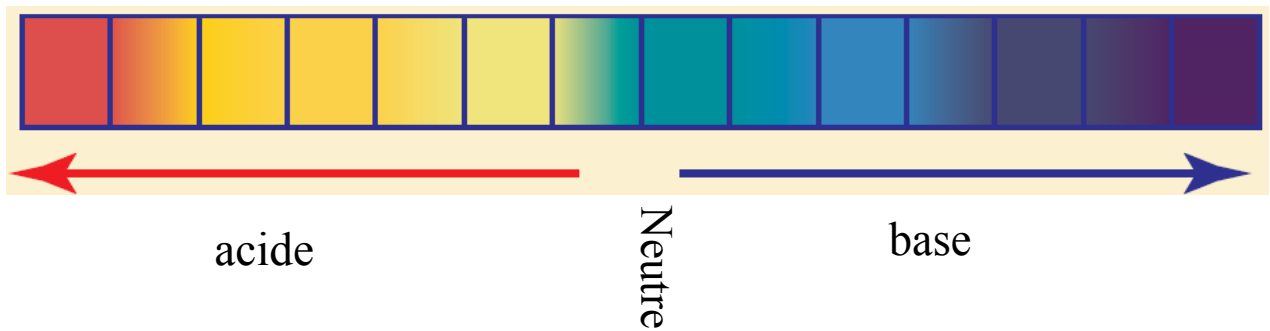
Le pH: une mesure du degré d'acidité

- une grandeur plus pratique pour la concentration de H^+ est le pH (pas d'unités): $pH = -\log[H^+]$
- dans une solution acide: $pH < 7,00$
- dans une solution basique: $pH > 7,00$
- dans une solution neutre: $pH = 7,00$
- l'échelle pOH est moins commune: $pOH = -\log[OH^-]$
- la somme $pH + pOH$ est toujours fixe: $pH + pOH = 14,00$

Propriétés du pH

- Les valeurs de pH sont généralement entre 0 et 14
- La valeur du pH varie inversement en fonction de $[H^+]$
- Une diminution d'UNE unité de pH correspond une augmentation de $[H^+]$ dix fois plus grande

indicateur universel



- Exemple: Calcule le pH d'une solution de HNO_3 dont la concentration d'ions hydrogène est de $0,76 \text{ mol dm}^{-3}$.

- Solution: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$= -\log(0,76)$$

$$= 0,12$$

Dans un log, le nombre de CS = le nb de chiffres après la virgule dans le log du nombre.
Ex. : $1,5 \times 10^{-10}$ a 2 CS, donc le pH aura 2 chiffres après la virgule : 9,83

- Exemple: Le pH d'un certain jus de fruits est 3,33. Calcule sa concentration en ions H^+ .

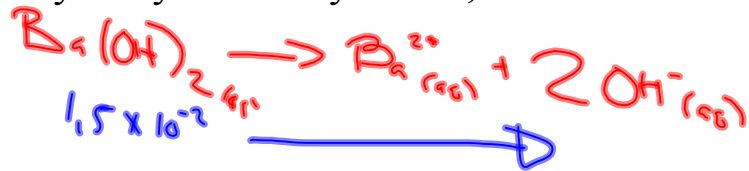
- Solution:

$$\text{pH} = 3,33 = -\log[\text{H}^+] \quad \therefore \log[\text{H}^+] = -3,33$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,33} = 4,7 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

Donc, la concentration d'un acide fort monoprotique ou d'une base forte représente la concentration en ions H^+ ou OH^- présente dans la solution.

Ex.1a) : Calcule la concentration d'ions OH^- d'une solution aqueuse d'hydroxyde de baryum à $1,5 \times 10^{-2}$ mol/L.



$$[OH^-] = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Ex.1b) Calcule le pH.

$$\begin{aligned} pOH &= -\log[OH^-] \\ &= -\log 3,0 \times 10^{-2} \\ pOH &= 1,52 \end{aligned}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$\begin{aligned} pH &= 14 - 1,52 \\ &= 12,48 \end{aligned}$$

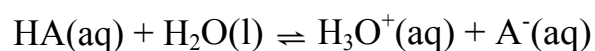
Ex.2 : Lien avec chapitres précédents et préparation pour futurs concepts...

On mélange 25,0 mL de HNO_3 à 1,40 mol/L avec 15,0 mL d'hydroxyde de sodium à 2,00 mol/L. Est-ce une solution acide ou basique? Calcule la concentration finale de l'ion qui rend la solution basique ou acide et donne son pH.



Les acides faibles et les constantes d'ionisation des acides

- la dissociation d'un acide faible n'est pas complète



- la constante d'équilibre pour cette réaction est la constante d'ionisation de l'acide, K_a

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- lorsqu'un acide est plus fort, son K_a est plus grand

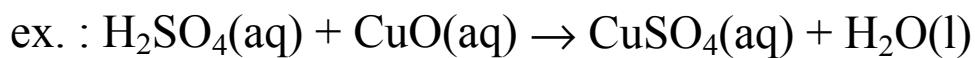
Réactions typiques avec les acides

1. Neutralisation avec bases

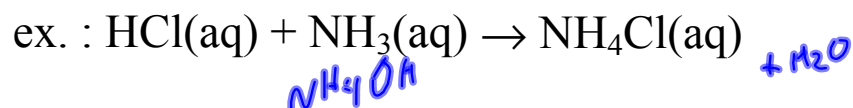
a) avec des hydroxydes pour former un sel + eau



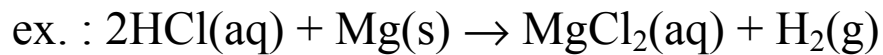
b) avec des oxydes de métal pour former un sel + eau



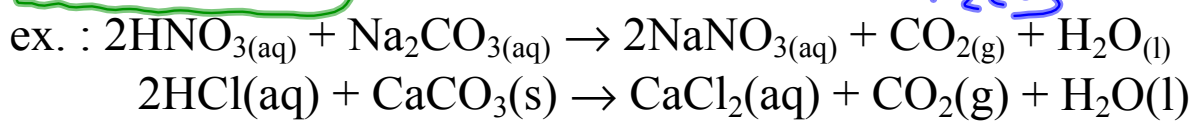
c) avec de l'ammoniac pour former un sel



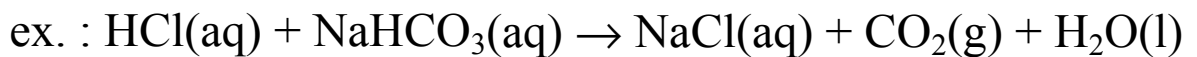
2. Avec les métaux réactifs (ceux au-dessus de l'hydrogène dans la série d'activité des métaux) pour former un sel + de l'hydrogène



3. Avec les carbonates, solubles ou non, pour former un sel, du CO₂ et de l'eau



4. Avec les hydrogénocarbonates pour former un sel, du CO₂ et de l'eau



5. Avec les indicateurs

Les indicateurs acido-basiques peuvent être utilisés pour déterminer si une solution est acide ou basique.

indicateur	couleur en milieu acide	couleur en milieu basique
papier tournesol	rouge	bleu
phénolphtaléine	incolore	rose
méthyl orange	vert	jaune



On peut aussi utiliser des indicateurs universels qui sont un mélange de plusieurs indicateurs, donnant ainsi différentes couleurs selon le pH.

pH	[H ⁺] (mol dm ⁻³)	[OH ⁻] (mol dm ⁻³)	description	Couleur de l'indicateur universel
0	1	1×10^{-14}	très acide	rouge
4	1×10^{-4}	1×10^{-10}	acide	orange
7	1×10^{-7}	1×10^{-7}	neutre	vert
10	1×10^{-10}	1×10^{-4}	basique	bleu
14	1×10^{-14}	1	très basique	violet

Mots qui sèment parfois la confusion

fort	complètement dissocié en ions
concentré	grande quantité de moles de soluté par litre (dm^3) de solution
corrosif	chimiquement très réactifs
faible	peu dissocié en ions
dilué	petite quantité de moles de soluté par litre (dm^3) de solution

Les oxydes acides, basiques, et amphotères

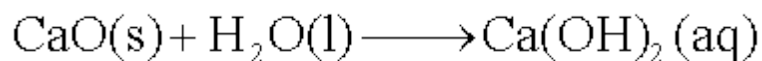
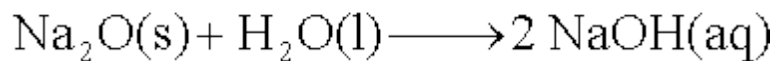
Oxydes des éléments représentatifs

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li_2O	BeO											B_2O_3	CO_2	N_2O_5		OF_2	
Na_2O	MgO											Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7	
K_2O	CaO											Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_5	SeO_3	Br_2O_7	
Rb_2O	SrO											In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_5	TeO_3	I_2O_7	
Cs_2O	BaO											Tl_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5	PoO_3	At_2O_7	

■ oxyde basique
■ oxyde acide
■ oxyde amphotère

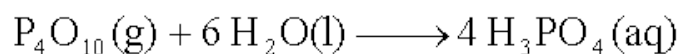
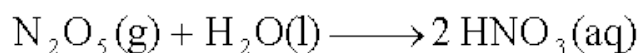
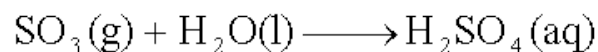
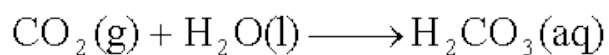
Les oxydes basiques

- les oxydes réagissent souvent avec l'eau
- en général, l'oxyde d'un métal réagit avec l'eau pour donner une base (l'oxyde est donc basique)
- exemples:



Les oxydes acides

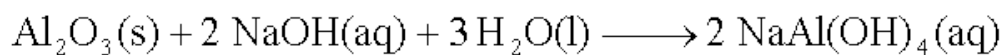
- en général, l'oxyde d'un non-métal réagit avec l'eau pour donner un acide (l'oxyde est donc acide)
- exemples:



- la première réaction explique pourquoi la pluie est naturellement acide ($\text{pH} \approx 5,5$) et la deuxième réaction, pourquoi le phénomène des pluies (artificiellement) acides existe

Les oxydes amphotères

- certains oxydes sont amphotères
- ex.; Al_2O_3 peut neutraliser des acides et des bases:



- les oxydes amphotères se situent entre les oxydes basiques et les oxydes acides dans le tableau périodique