

PCM

Livret 2

Transformation de la matière

Séquence 1 : Les acides et les bases

Séquence 2 : Les réactions d'oxydoréduction

Séquence 3 : Les piles électrochimiques

Séquence 4 : La cinétique chimique

Séquence 5 : Radioactivité

Séquence 1

Les acides et les bases

[RETOUR AU
SOMMAIRE](#)
A. Le pH d'une solution aqueuse

A.1. L'autoprotolyse de l'eau		P1
A.2. Le produit ionique de l'eau		P1
A.3. L'échelle de pH		P2

B. Les acides et les bases

B.1. Acides et bases selon Bronsted		P3
B.2. Forces des acides et des bases		P4
B.3. K_a et pK_a d'un couple acide/base		P5
B.4. Domaine de prédominance		P6
B.5. Les solutions tampons		P6

A. Le pH d'une solution aqueuse

▪ Les réactions acido-basiques étudiées au lycée se déroulent toujours en solution aqueuse : il est donc nécessaire de s'intéresser plus particulièrement au comportement acido-basique du solvant, l'eau.

A.1. L'autoprotolyse de l'eau

▪ L'eau distillée conduit faiblement le courant électrique : elle contient des ions (les ions oxonium H_3O^+ et les ions hydroxydes HO^-) qui proviennent d'une réaction de l'eau... sur elle-même !

Cette réaction s'appelle l'autoprotolyse de l'eau

♦ **Réaction d'autoprotolyse de l'eau** : elle a lieu dans toute solution aqueuse



Remarque : on peut montrer que dans de l'eau (à 25°C), il n'y a que $3,6 \cdot 10^{-7}$ % des molécules qui subissent une ionisation !

A.2. Le produit ionique de l'eau

▪ Toute solution aqueuse contient donc des molécules d'eau (*évidemment !!*) et des ions H_3O^+ et HO^- (venant de la réaction d'autoprotolyse vue précédemment).

On peut montrer (en faisant des mesures de conductivités – voir cours SPCL chimie) que **dans toute solution aqueuse**, le produit $[H_3O^+] \times [HO^-]$ est égale à une constante, notée K_e , est appelée « produit ionique de l'eau ».

Cette constante ne dépend que de la température de la solution

♦ **On appelle produit ionique de l'eau le produit noté $K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$**

Le produit ionique de l'eau K_e ne dépend que de la température.

Lorsque la température vaut 25°C, le produit ionique de l'eau vaut : **$K_e = 1,0 \times 10^{-14}$**

Exemple: Valeurs du produit ionique de l'eau selon la température

température	0°C	25°C	40°C	60°C	80°C
K_e	$1,1 \cdot 10^{-15}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$3,0 \cdot 10^{-14}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$

A.3. L'échelle de pH

Le pH est directement lié à la concentration des ions hydronium (ou oxonium) H_3O^+ dans la solution. Le pH est une grandeur sans dimension. Il est défini par :

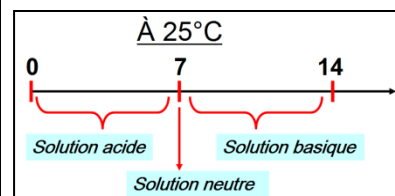
♦ Le pH est une grandeur (sans unité) défini par la relation : $pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

Remarque : quand la concentration $[H_3O^+]$ augmente alors le pH diminue et inversement.

Toute solution aqueuse contient des ions oxonium H_3O^+ et des ions hydroxyde HO^- venant de l'autoprotolyse de l'eau. On a

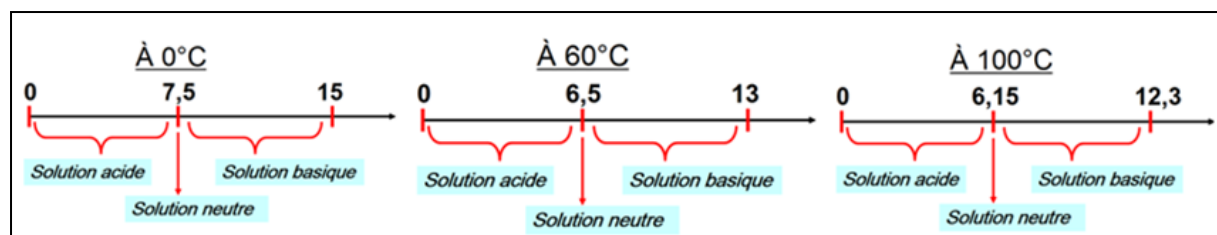
$$\text{A } 25^\circ\text{C} \quad K_e = [H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$$

La solution est dite neutre	La solution est dite acide	La solution est dite basique
Si $[H_3O^+] = [HO^-]$	Si $[H_3O^+] > [HO^-]$	Si $[H_3O^+] < [HO^-]$
On a alors $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7}$ $pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-7} = 7$	$pH < 7$	$pH > 7$

**Remarques :**

(1) Les valeurs précédentes sont valables pour des solutions à 25°C

Pour d'autres températures, l'échelle de pH est légèrement différente :



(2) Lors de la dilution d'une solution acide ou basique, le pH se rapproche toujours du pH neutre ($pH = 7$) :

→ pour une solution acide, le pH va augmenter, pour atteindre la valeur de 7 (sans la dépasser)

→ pour une solution basique le pH va diminuer, pour atteindre la valeur de 7 (sans la dépasser)

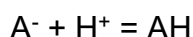
B. Les acides et les bases

B.1. Acides et bases selon Bronsted

♦ On appelle « **acide au sens de Bronsted** », noté AH, toute espèce chimique (*ionique ou moléculaire*) capable de donner un proton H^+ au cours d'une réaction chimique



♦ On appelle « **base au sens de Bronsted** », noté A^- , toute espèce chimique (*ionique ou moléculaire*) capable de capter un proton au cours d'une réaction chimique



Remarque : Un proton n'existe jamais à l'état libre. Pour qu'un acide libère un proton, il faut la présence d'une base susceptible de capter le proton libéré et inversement

♦ Suivant les conditions expérimentales : AH se transforme en A^- ou A^- se transforme en AH. Ces deux espèces sont dites conjuguées et forment **un couple acide base AH/ A^-**

Exemple : suivant les conditions expérimentales :

CH_3CO_2H se transforme en $CH_3CO_2^-$ suivant la réaction : $CH_3CO_2H = CH_3CO_2^- + H^+$

$CH_3CO_2^-$ se transforme en CH_3CO_2H suivant la réaction : $CH_3CO_2^- + H^+ = CH_3CO_2H$

Ces deux espèces sont dites conjuguées et forment **un couple acide base** $CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$

Exemple :

$H_2PO_4^-$ peut perdre un proton pour donner HPO_4^{2-} : $H_2PO_4^- = HPO_4^{2-} + H^+$ $\hookrightarrow$ couple $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$

$H_2PO_4^-$ peut gagner un proton pour donner H_3PO_4 : $H_2PO_4^- + H^+ = H_3PO_4$ $\hookrightarrow$ couple $H_3PO_4/H_2PO_4^-$

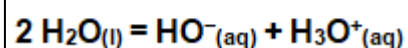
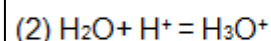
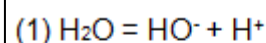
$H_2PO_4^-$ peut être un acide ou une base selon Bronsted : **c'est une espèce amphotère**

Cas particulier de la molécule d'eau

▪ La réaction d'autoprotolyse de l'eau peut s'interpréter comme étant une réaction au cours de laquelle les molécules d'eau s'échangent un proton H^+

- Dans l'équation (1), la molécule d'eau cède un H^+ : **c'est un acide au sens de Bronsted**

- Dans l'équation (2), la molécule d'eau gagne un H^+ : **c'est une base au sens de Bronsted**



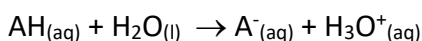
♦ Suivant les conditions expérimentales, la molécule d'eau peut se comporter comme un acide au sens de Bronsted (*elle est capable de donner un proton H^+*) ou comme une base au sens de Bronsted (*elle est capable de capter un proton H^+*) . **C'est une espèce amphotère**

La molécule d'eau appartient à 2 couples acide/base : H_2O/HO^- et H_3O^+/H_2O

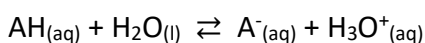
B.2. Forces des acides et des bases

RAPPEL	
Réaction totale	Equilibre chimique
$A+B \rightarrow C+D$	$A+B \rightleftharpoons C+D$ ou $A+B = C+D$
La réaction ne se fait que dans un sens	La réaction peut se faire dans les 2 sens
En fin de réaction, le réactif en défaut à complètement disparu	En fin de réaction, il reste dans le milieu réactionnel les 4 espèces (A, B, C et D)

♦ Lorsque la réaction entre l'acide et l'eau est totale, on dit que l'acide est fort.



♦ Lorsque la réaction entre l'acide et l'eau est un équilibre chimique, on dit que l'acide est faible.



L'acide chlorhydrique (= solution aqueuse de chlorure d'hydrogène)	$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^{+} + Cl^{-}_{(aq)}$	} ACIDES FORTS
L'acide nitrique	$HNO_{3(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^{+} + NO_3^{-}_{(aq)}$	
Les acides carboxyliques	$R-COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^{+} + R-COO^{-}_{(aq)}$	} ACIDES FAIBLES
Le dioxyde de carbone	$\underbrace{CO_2, H_2O}_{CO_2 \text{ dissous}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^{+} + HCO_3^{-}_{(aq)}$	

♦ Le caractère « faible » ou « fort » d'un acide se détermine grâce à son coefficient de dissociation :

$$\alpha = \frac{[H_3O^{+}]}{C} = \frac{10^{-pH}}{C} \quad \text{où } C \text{ représente la concentration initiale de l'acide}$$

♦ Le coefficient de dissociation d'un acide fort est $\alpha = 1$. On a alors les relations :

$$[H_3O^{+}] = C \text{ ou } pH = -\log C \quad \text{!!!! Relations uniquement valables dans le cas des acides forts !!!!}$$

♦ Plus un acide est fort, plus le coefficient de dissociation se rapproche de 1

Exemple : On donne le pH de 2 solutions d'acide de même concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

	Acide chlorhydrique	Solution d'acide éthanóïque
pH de la solution	pH = 2	pH = 3,4
Coefficient de dissociation de l'acide : $\alpha = \frac{10^{-pH}}{C}$	$\alpha = \frac{10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-2}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1 = 100\%$	$\alpha = \frac{10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-3,4}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 0,04 = 4\%$
	Le chlorure d'hydrogène est un acide fort	L'acide éthanóïque est un acide faible

Exemple : Calcul du pH de l'acide chlorhydrique (acide fort) suivant sa concentration:

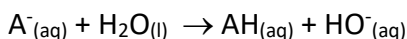
Concentration de la solution	$C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$C = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
pH de la solution: $pH = -\log C$	$pH = -\log(1,0 \cdot 10^{-2}) = 2$	$pH = -\log(2,5 \cdot 10^{-3}) = 2,6$

Remarque : Influence de la dilution sur le coefficient de dissociation d'un acide faible (l'acide éthanóïque)

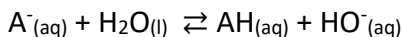
C	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	Plus un acide faible est dilué, plus son coefficient de dissociation augmente
α	$\alpha = 4\%$	$\alpha = 5,7\%$	$\alpha = 12,5\%$	

- Les définitions concernant les bases fortes ou faibles sont analogues à celles concernant les acides : elles s'appuient sur la réaction d'une base avec l'eau.

♦ Lorsque la réaction entre la base et l'eau est totale, on dit que la base est forte.



♦ Lorsque la réaction entre la base et l'eau est équilibrée, on dit que la base est faible.



La soude (= solution aqueuse d'hydroxyde de sodium)	$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$	
L' ammoniac (= solution aqueuse d'ammoniac)	$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^{+}_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$	
L'ion carbonate	$CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^{-}_{(aq)} + HO^{-}_{(aq)}$	

B.3. K_a et pK_a d'un couple acide/base

- Lorsqu'un acide faible est en solution aqueuse, la forme acide du couple AH et sa forme basique A^{-} coexistent en solution puisque la réaction entre l'acide et l'eau ($AH + H_2O \rightleftharpoons A^{-} + H_3O^{+}$) n'est pas totale.

♦ On définit la **constante d'acidité K_a** d'un couple AH/A^{-} par le rapport : $K_a = \frac{[A^{-}]_f \times [H_3O^{+}]_f}{[AH]_f}$

Où $[A^{-}]_f$, $[H_3O^{+}]_f$ et $[AH]_f$ représentent les concentrations des espèces présentes dans la solution, lorsque l'équilibre est atteint (fin de la réaction à l'état macroscopique)

♦ On définit le **pK_a d'un couple par la relation** $pK_a = -\log K_a \leftrightarrow K_a = 10^{-pK_a}$

Remarque : Pour un couple donné, les valeurs K_a et pK_a ne dépendent que de la température.

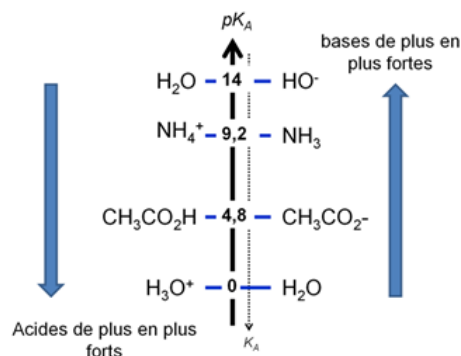
Classement des couples

Plus un acide AH est fort, plus il se dissocie en présence d'eau : l'équilibre chimique est déplacé dans le sens direct, sens de la dissociation ($AH + H_2O \rightleftharpoons A^{-} + H_3O^{+}$)

Plus la concentration en ions H_3O^{+} est importante $\Rightarrow K_a = \frac{[A^{-}]_f \times [H_3O^{+}]_f}{[AH]_f} \uparrow$ car $[H_3O^{+}] \uparrow$

♦ **Plus un acide est fort** : plus la constante d'acidité K_a du couple est grande $\Rightarrow$ **plus son pK_a est petit**

♦ **Plus une base est forte** : plus la constante d'acidité K_a du couple est petite $\Rightarrow$ **plus son pK_a est grand**



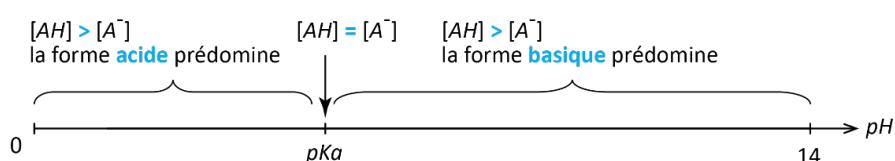
B.4. Domaine de prédominance

▪ Pour un couple acide/base faible une solution aqueuse, on a vu que la forme acide AH et la forme basique A⁻ coexistent en solutions. C'est le pH de la solution qui détermine laquelle de ces deux formes prédomine sur l'autre (*prédominer signifie : avoir la concentration la plus élevée*).

$$\text{Lorsque } [A^-] = [AH] : K_a = \frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f} = [H_3O^+]_f \rightarrow pK_a = -\log K_a = -\log [H_3O^+] = pH$$

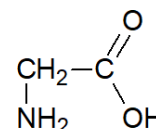
♦ Le pKa d'un couple acide/base est la valeur du pH de la solution dans laquelle les formes acide et basique du couple ont la même concentration : $[AH]_f = [A^-]_f \Leftrightarrow pH = pK_a$

♦ Les espèces prédominent suivant le diagramme de prédominance suivant :



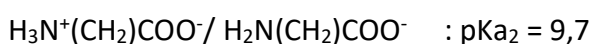
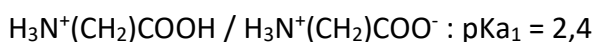
Exemple des acides α-aminés :

▪ Les acides α-aminés sont des molécules possédant une fonction acide carboxylique (groupe $-COOH$) et une fonction amine (groupe $-\bar{N}H_2$). Le groupe carboxyle confère à la molécule un caractère acide, tandis que le groupe amino lui confère un caractère basique.



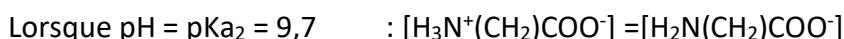
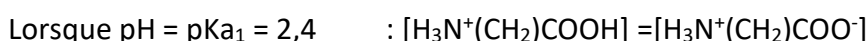
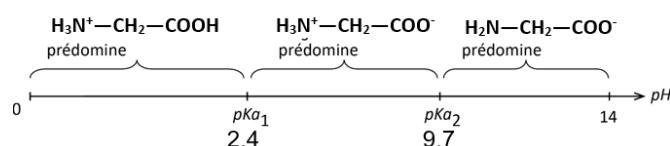
Etudions l'exemple de la glycine qui existe sous trois formes en solution aqueuse (voir ci-contre)

La glycine appartient donc à deux couples ayant chacun un pKa :



Le diagramme de prédominance en solution comporte donc trois domaines :

$H_3N^+ - CH_2 - COOH$	$H_3N^+ - CH_2 - COO^-$	$H_2N - CH_2 - COO^-$



B.5. Solutions tampons

♦ Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement le même pH

{ malgré l'addition de petites quantités d'un acide ou d'une base
malgré une dilution.

Une solution tampon peut être préparée en réalisant un mélange équimolaire (=même quantité de matière) d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH de la solution tampon obtenue est alors proche du pKa du couple.

Remarque : le sang est une solution tampon naturelle. Son pH est quasiment constant ($pH_{\text{sang}} = 7,4$).

Séquence 2

Les réactions d'oxydoréduction

[RETOUR AU
SOMMAIRE](#)
A. Oxydant et réducteur

A.1. Définitions	P1
A.2. Le couple oxydant/réducteur	P1

B. La réaction d'oxydoréduction

B.1. Définition	P3
B.2. Ajuster les coefficients d'une équation	P4

C. Le nombre d'oxydation

C.1. Définition	P5
C.2. Comment déterminer le n.o. d'un élément ?	P6
C.3. Evolution du n.o dans une oxydation ou dans une réduction	P6

A. Oxydant et réducteur**A.1. Définitions**

Def:	- Un réducteur est une espèce capable de former des électrons au cours d'une réaction nommée réaction d'oxydation	- Un oxydant est une espèce capable de capter des électrons au cours d'une réaction nommée réaction de réduction
Rem:	Une oxydation est donc une réaction au cours de laquelle des électrons sont produits	Une réduction est donc une réaction au cours de laquelle des électrons sont consommés
Ex :	L'atome de zinc est un réducteur ↳ il peut former des électrons au cours de la réaction d'oxydation : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	L'ion cuivre II est un oxydant ↳ il peut capter des électrons au cours de la réaction de réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$

A.2. Le couple oxydant/réducteur (ou couples rédox)

- Deux entités chimiques constituent un **couple oxydant / réducteur** si l'une peut se transformer en l'autre par perte ou gains d'électrons.

Exemple: Cu^{2+}/Cu ; Zn^{2+}/Zn

B. La réaction d'oxydo-réduction**B.1. Définition**

▪ Oxydation et réduction sont deux réactions intimement liées : lorsque des électrons sont formés d'un côté, ils sont captés d'un autre.

- **Une réaction d'oxydoréduction** est une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés entre un donneur d'électrons (le réducteur) et un receveur d'électrons (l'oxydant)

▪ Le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation doit être égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction

Exemples :

	Réaction entre les ions cuivre et le zinc	Réaction entre les ions argent et le cuivre	Réaction entre les ions cuivre et l'aluminium
(1) Oxydation	$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \quad (\times 2)$
(2) Réduction	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag} \quad (\times 2)$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu} \quad (\times 3)$
BILAN	$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$	$\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$	$2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} = 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$

Remarque :

- Les écritures (1) et (2) sont appelées "demi-équation électronique" ; elles obéissent à toutes les règles de conservation des réactions chimiques (matière, charges).
- Le nombre d'électrons échangés par les deux couples doit être le même : le nombre d'électrons donnés par le réducteur doit être le même que le nombre d'électrons captés par l'oxydant

▪ À chaque couple OX/RED est associé un nombre, appelé "**potentiel standard d'oxydo-réduction**" ou "**potentiel normal**" (voir cours SPCL chimie) noté E° et qui s'exprime en volts. Ce potentiel permet de classer les couples les uns par rapport aux autres.

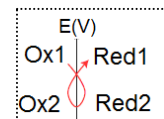
Plus le potentiel est élevé, plus le pouvoir oxydant de l'oxydant du couple est fort et plus le pouvoir réducteur du réducteur du couple est faible.

▪ Les potentiels des couples permettent de déterminer la réaction spontanée donc le sens de circulation des électrons :

- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu 2 couples OX/RED. Elle se déroule spontanément entre l'oxydant le plus fort (oxydant du couple de plus fort potentiel) et le réducteur le plus fort (réducteur du couple de plus faible potentiel)

▪ On résume parfois cette loi par le schéma ci-contre ; et cette loi est communément appelée « **règle du gamma** »

Couples OX/RED	Potentiel normal (V)
Pouvoir oxydant croissant	
Au^{3+}	1,50
Pt^{2+}	1,00
Hg^{2+}	0,85
Ag^+	0,80
Cu^{2+}	0,34
H^+	0
Pb^{2+}	- 0,13
Sn^{2+}	- 0,14
Ni^{2+}	- 0,23
Fe^{2+}	- 0,44
Zn^{2+}	- 0,76
Al^{3+}	- 1,66
Mg^{2+}	- 2,37
Na^+	- 2,71
Li^+	- 3,04
Pouvoir réducteur croissant	

**B.2. Ajuster les coefficients d'une réaction d'oxydo-réduction**

Nous nous limitons ici à ajuster les réactions en milieu acide. La méthode qui permet d'ajuster une réaction en milieu basique sera vue en SPCL chimie

▪ Si le milieu réactionnel est aqueux, des molécules d'eau H_2O , des ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ peuvent aussi être échangés

1) Ajuster chaque demi-équation électronique séparément :

- 1.1. Ecrire de part et d'autre du signe = les deux partenaires du couple dans le sens de la réaction
- 1.2. Assurer la conservation des éléments autres que H et O.
- 1.3. Assurer la conservation de l'élément O en rajoutant des molécules d'eau si nécessaire.
- 1.4. Assurer la conservation de l'élément H en rajoutant des protons H^+ si nécessaire
- 1.5. Assurer la conservation de la charge avec des électrons e^-

2) Multiplier chaque demi-équation par un coefficient (si nécessaire) afin que le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation soit égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction

3) Additionner chaque demi-équation

4) Faire des simplifications si nécessaire (H_2O et H^+)

C. Le nombre d'oxydation

C.1. Définition

- L'état d'oxydation correspond au nombre d'électrons qu'un atome peut perdre ou capter lors d'une réaction chimique pour atteindre sa stabilité (appelée état fondamental, état indiqué dans le tableau périodique).
- Cet état d'oxydation est caractérisé par un nombre, sans unité, en chiffres romains, appelé « **nombre d'oxydation** » (ou degré d'oxydation) et **noté n.o.**

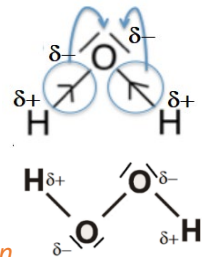
C.2. Comment déterminer le n.o. d'un élément ?

Convention 1/ Le n.o. d'un élément dans une espèce monoatomique est égal à la charge algébrique de cette espèce.

Exemple : Le n.o. du zinc dans $\text{Zn}(s)$ est $n.o(\text{Zn}) = 0$
 Le n.o. du fer dans l'ion Fe^{2+} est $n.o(\text{Fe}) = +II$ Le n.o. du chlore dans l'ion Cl^- est $n.o(\text{Cl}) = -I$

Convention 2/ Quand deux éléments sont unis par une liaison covalente, les électrons de la liaison sont attribués arbitrairement à l'élément le plus électronégatif. Le n.o. de chaque élément est alors égal à sa charge partielle

Exemple :	Dans la molécule d'eau :	Dans la molécule d'eau oxygénée :
n.o. de l'hydrogène	$n.o(\text{H}) = +I$	$n.o(\text{H}) = +I$
n.o. de l'oxygène	$n.o(\text{O}) = -II$	$n.o(\text{O}) = -I$



Remarque : le n.o. d'un élément dans une molécule constituée que de 2 atomes identiques est n

Exemple : Le n.o. de l'hydrogène dans la molécule de dihydrogène H_2 est $n.o(\text{H}) = 0$

Convention 3/ Dans un édifice polyatomique, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge globale de l'édifice

Exemple : La molécule d'eau H_2O contient 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène
 $n.o(\text{H}) = +I$; $n.o(\text{O}) = -II$
 $2 \times n.o.(\text{H}) + 1 \times n.o.(\text{O}) = 2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$

Convention 4/ Dans un oxyde métallique (M_xO_y où M est un métal) ou d'un hydroxyde ($\text{M}_x(\text{OH})_y$) :

- O est l'élément le plus électronégatif (après F) ➡ **dans les oxydes, on a donc toujours $n.o(\text{O}) = -II$.**
- H est peu électronégatif ➡ **dans les hydroxydes, on a toujours $n.o(\text{H}) = +I$.**

On en déduit le n.o. de M grâce à la règle 3.

Exemple : n.o. de l'élément Cr dans l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 $2 \times n.o.(\text{Cr}) + 7 \times n.o.(\text{O}) = -2$
 $2 \times n.o.(\text{Cr}) + 7 \times (-2) = -2 \rightarrow 2 \times n.o.(\text{Cr}) - 14 = -2 \rightarrow n.o.(\text{Cr}) = 6$

C.3. Evolution du n.o. dans les réactions de réduction et d'oxydation

▪ Prenons les exemples des couples Cu^{2+}/Cu , I_2/I^- , $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$

oxydant	réducteur	oxydant	réducteur
Cu^{2+}	Cu	I_2	I^-
n.o (Cu) = + II	n.o (Cu) = 0	n.o (I) = 0	n.o (O) = - I

oxydant	réducteur	oxydant	réducteur
MnO_4^-	Mn^{2+}	O_2	H_2O_2
n.o (Mn) = + VII	n.o (Mn) = + II	n.o (O) = 0	n.o (O) = - I

- Dans un couple oxydant/réducteur, le nombre d'oxydation de l'oxydant est toujours supérieur au nombre d'oxydation du réducteur

- Lors d'une réaction d'oxydation, le nombre d'oxydation (de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée) augmente

Exemple : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ↪ Le n.o. du zinc passe de 0 (dans Zn) à +II (dans Zn^{2+})
 $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ ↪ Le n.o. de l'oxygène passe de -I (dans H_2O_2) à 0 (dans O_2)

- Lors d'une réaction de réduction le nombre d'oxydation (de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée) diminue

Exemple : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$ ↪ Le n.o. du cuivre passe de +II (dans l'ion Cu^{2+}) à 0 (dans l'atome Cu)

Exemple : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 ↪ Le n.o. du manganèse Mn passe de +VII (dans l'ion MnO_4^-) à +II (dans l'ion Mn^{2+})

Séquence 3

Les piles électrochimiques

[RETOUR AU
SOMMAIRE](#)

A. Fonctionnement d'une pile électrochimique

A.1. Descriptif général

A.2. Un transfert spontané d'électrons

A.3. Exemples de piles

B. Intensité du courant débité par une pile

P1

P1

P2

P3

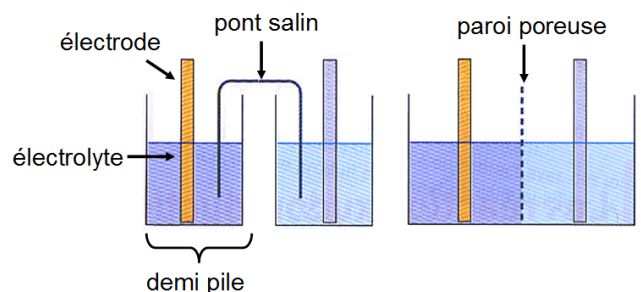
A. Fonctionnement d'une pile électrochimique

A.1. Descriptif

▪ Une pile permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique ; l'énergie chimique mise en jeu provient d'une transformation chimique

▪ Une pile est constituée de deux compartiments : **les demi-piles** :

- Chaque demi-pile comporte **une électrode** en métal, plongeant dans une substance conductrice qui contient des ions (**un électrolyte**).
- Les deux compartiments sont reliés par **une jonction** assurant le passage des ions. La jonction entre demi-piles peut être réalisée par l'intermédiaire d'un **pont salin**, constitué d'un tube rempli d'une solution gélifiée contenant des ions susceptibles de se déplacer, ou par **une paroi poreuse** permettant le passage des ions de l'électrolyte.



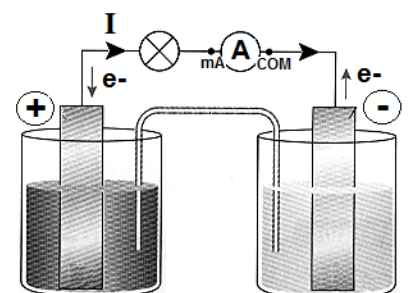
A.2. Un transfert spontané d'électrons

▪ La surface des électrodes est le siège de la transformation chimique mettant en jeu un transfert d'électrons

- **Les électrons sortent de l'électrode négative, se déplacent dans le circuit, pour parvenir ensuite à l'électrode positive.**

- **Au pôle négatif (= anode), des électrons sont produits au cours d'une réaction d'oxydation**

- **Au pôle positif (= cathode), les électrons sont consommés au cours d'une réaction de réduction**



A.3. Exemples de pile :

La pile Daniell

La pile Daniell (ou pile cuivre-zinc) est constituée de deux demi-piles : l'une formée d'une plaque de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre, et l'autre d'une plaque de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc. Les deux demi-piles sont reliées par un pont salin rempli d'une solution de chlorure de potassium (K^+ , Cl^-).

En positionnant un voltmètre aux bornes de la pile, on détermine sa polarité :

- la plaque de cuivre constitue le pôle positif de la pile (=cathode)
- la plaque de zinc constitue le pôle négatif de la pile (=anode)

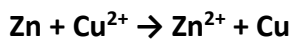
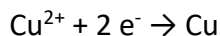
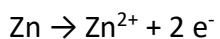
Lorsque la pile débite dans un circuit extérieur, les électrons sortent de l'électrode de zinc :

Oxydation à l'anode : $Zn = Zn^{2+} + 2 e^-$

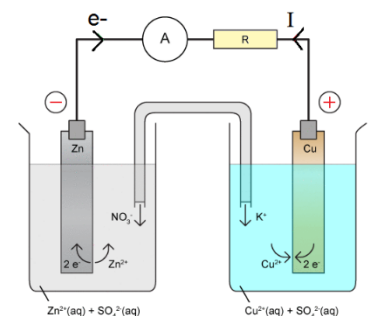
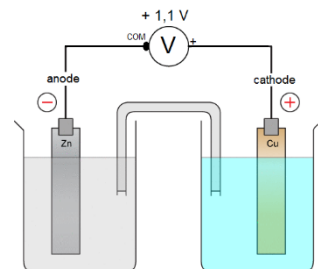
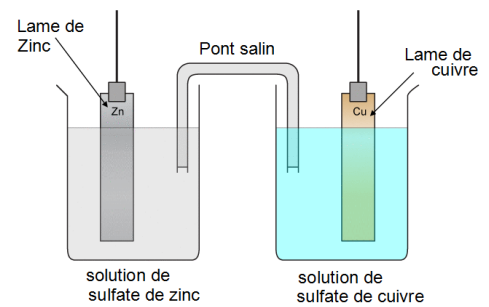
Les électrons circulent dans le circuit et entrent dans l'électrode de cuivre :

Réduction à la cathode : $Cu^{2+} + 2 e^- = Cu$

Bilan du fonctionnement de la pile :



- L'électrode de zinc se désagrège
- La concentration des ions Cu^{2+} diminue
- La concentration des ions Zn^{2+} augmente
- Un dépôt de cuivre se forme sur l'électrode de cuivre



La pile à hydrogène

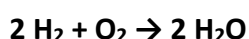
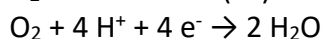
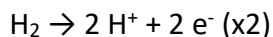
Du dihydrogène H_2 entre à l'anode :

Oxydation à l'anode : $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2 e^-$

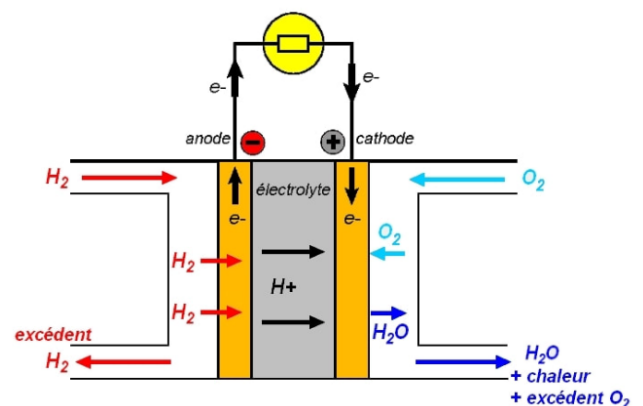
Les électrons formés circulent ensuite dans le circuit extérieur. Les ions H^+ formés traversent l'électrolyte et arrivent à la cathode ; ils réagissent avec les électrons et le dioxygène qui entre

Réduction à la cathode : $O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O$

Bilan du fonctionnement de la pile :

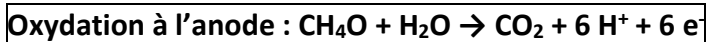


la pile consomme du dihydrogène et du dioxygène et ne rejette que de l'eau

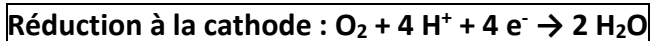


La pile au méthanol

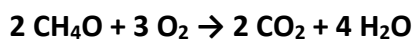
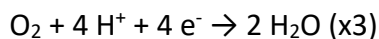
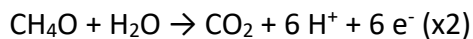
Du méthanol CH_4O entre à l'anode :



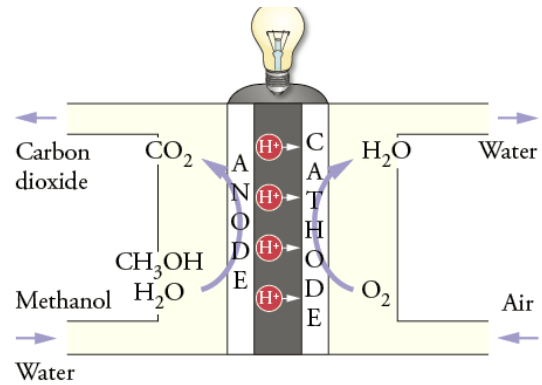
Les électrons formés circulent ensuite dans le circuit extérieur. Les ions H^+ formés traversent l'électrolyte et arrivent à la cathode ; ils réagissent avec les électrons et le dioxygène qui entre :



Bilan du fonctionnement de la pile :



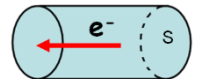
La pile consomme du méthanol et du dioxygène et rejette de l'eau et du dioxyde de carbone



B. Intensité du courant débité par la pile

Rappel		
Charge élémentaire	Charge d'un électron	Nombre d'Avogadro
$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$q_{e^-} = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- Un courant électrique dans un conducteur métallique est dû à un déplacement d'électrons



Pendant une durée Δt , N électrons traversent une section S d'un conducteur métallique

La quantité d'électricité Q (en C) ayant traversée la section S est : $Q = N \times e$

- On peut calculer le nombre d'électrons à partir du nombre de moles « n » et du nombre d'Avogadro « N_a » : $N = n_{e^-} \times N_a$

On a donc $Q = N \times e = n_{e^-} \times \underbrace{N_a \times e}_F$

- Le produit « $N_a \times e$ » est appelé « constante de Faraday » : $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- La quantité d'électricité Q (en C) délivrée par une pile peut se déterminer à partir de la formule :

$$Q = n_{e^-} \times F$$

- L'intensité I du courant électrique est définie par : $I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{n_{e^-} \times F}{\Delta t}$

Avec : I : intensité du courant (en A)

Δt : durée (en s)

n_{e^-} : quantité d'électrons (en mol) traversant le conducteur pendant la durée Δt

$F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Remarque : $I = \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow Q = I \times \Delta t$

Lorsque I est en A et Δt en h, Q s'exprime en A.h (1 A.h = 3600 C)

Séquence 4

La cinétique chimique

[RETOUR AU
SOMMAIRE](#)
A. Les facteurs cinétiques

A.1. Transformation lente ou rapide	P1
A.2. Influence de la température	P1
A.3. Influence de la concentration des réactifs	P2
A.4. Utilisation d'un catalyseur	P2
A.5. D'autres facteurs	P2

B. Loi d'évolution de la concentration d'une espèce

B.1. Vitesse d'apparition ou de disparition	P3
B.2. Loi de vitesse d'ordre 1	P4
B.3. Temps de demi-réaction	P4

A. Les facteurs cinétiques**A.1. Transformation lente ou rapide**

Lorsqu'une transformation chimique a lieu, le passage de l'état initial à l'état final se fait plus ou moins rapidement selon la nature de la réaction chimique et les conditions expérimentales dans lesquelles elle est réalisée.

- **Une transformation chimique est dite rapide** s'il n'est pas possible de mesurer à l'aide d'appareils l'évolution des quantités de matière entre l'état initial et l'état final. On dit alors que la transformation est quasi-instantanée.
- **Une transformation chimique est dite lente** s'il est possible de mesurer à l'aide d'appareils l'évolution des quantités de matière entre l'état initial et l'état final.

▪ La vitesse d'une réaction va varier selon la fréquence à laquelle les réactifs sont mis en contact les uns des autres. **En effet, plus la probabilité de rencontre entre deux molécules de réactifs est grande, plus la réaction se fera rapidement.**

- Un facteur cinétique est un paramètre ajustable qui permet de modifier la vitesse de réaction.

Les trois principaux facteurs cinétiques :

- La température
- La concentration des réactifs
- L'utilisation d'un catalyseur

A.2. Influence de la température

- Lorsque l'on augmente la température, on augmente l'agitation des molécules. On augmente donc la probabilité de rencontre entre deux molécules des réactifs : la réaction chimique est accélérée.

Remarques

- Une élévation momentanée de la température permet de déclencher une réaction cinétiquement trop lente, la température ensuite dégagée par la réaction elle-même permet ensuite de maintenir une température suffisante.

Un abaissement brutal de la température d'un mélange réactionnel permet de ralentir brutalement la vitesse d'une réaction et de maintenir une certaine composition : cette opération est appelée **la trempe**

- Le maintien de systèmes à une basse température permet également de limiter la vitesse de la réaction de leur décomposition : les réfrigérateurs et congélateurs assurent cette fonction pour les denrées alimentaires

A.3. Influence de la concentration des réactifs :

- Lorsque l'on augmente la concentration des réactifs, on diminue l'écart moyen entre deux molécules dans le milieu. Si la distance qui sépare deux réactifs est plus courte, alors leur probabilité de rencontre est plus grande, et la vitesse de réaction augmente.

A.4. Utilisation d'un catalyseur

▪ Le troisième facteur cinétique qui permet d'accélérer une transformation chimique est l'utilisation d'un catalyseur.

- **Un catalyseur** est une espèce chimique dont la présence dans le milieu réactionnel permet d'augmenter la vitesse de réaction, mais qui n'apparaît pas dans l'équation bilan. Ce n'est donc ni un réactif, ni un produit de la réaction, il permet simplement de faciliter la mise en contact des réactifs.

On dit qu'une réaction est catalysée lorsqu'un catalyseur est ajouté au milieu réactionnel pour accélérer la transformation.

On différencie les catalyses homogènes ou hétérogènes :

- **Une catalyse est dite homogène** lorsque le catalyseur et les réactifs sont dans le même état physique (ou dans la même phase pour les liquides).

- **Une catalyse est dite hétérogène** si le catalyseur et les réactifs ne sont pas dans le même état physique (ou bien dans deux phases différentes pour les liquides)

A.5. D'autres facteurs

L'éclairement

Certaines réactions n'ont lieu que si elles sont éclairées par une lumière de longueur d'onde appropriée : **ce sont des réactions dites photochimiques**

Le solvant

Le solvant est le lieu de la réaction : présent en excès, il n'intervient pas dans le bilan de la réaction, mais n'est pas inactif pour autant.

Il peut interagir avec les réactifs, principalement par le biais de sa polarisation, des interactions de Van der Waals et des liaisons hydrogène. Ainsi le solvant peut favoriser le contact entre les différents réactifs en présence dans le milieu réactionnel, ce qui va accélérer la réaction chimique. A l'inverse, le solvant peut aussi empêcher le contact entre les différents réactifs en présence, ce qui va ralentir la réaction chimique

B. Loi d'évolution de la concentration d'une espèce

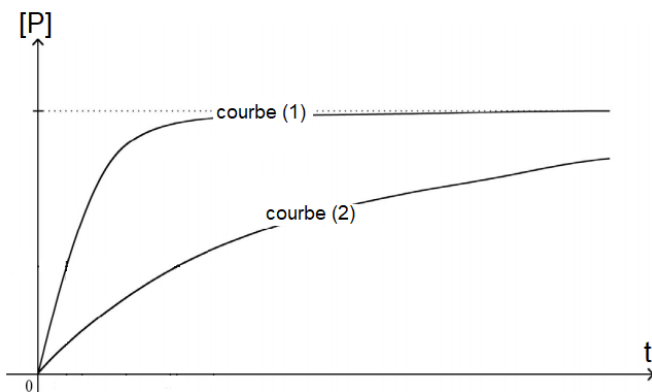
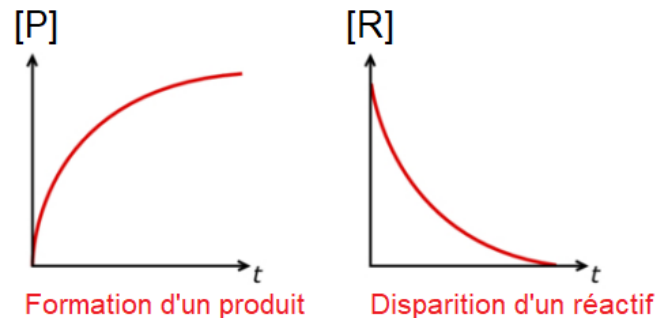
B.1. Vitesse d'apparition et de disparition d'une espèce

▪ Au cours d'une réaction chimique, des réactifs se transforment en produits « $R_1 + R_2 \rightarrow P_1 + P_2$ »

On note $[R](t)$ et $[P](t)$ les courbes représentant les variations des concentrations du réactif R et des produits au cours du temps

→ La courbe $[R](t)$ est décroissante car la concentration du réactif R diminue au cours du temps.

→ La courbe $[P](t)$ est croissante car Les concentrations des produits augmentent au cours du temps.



- La vitesse d'une transformation chimique est une grandeur qui permet de mesurer les variations de la concentration des espèces présentes dans le milieu réactionnel.

↳ Plus une réaction est rapide plus les concentrations des espèces diminuent ou augmentent rapidement.

D'un point de vue mathématiques, mesurer les variations d'une grandeur, revient à calculer sa fonction dérivée.

- La vitesse volumique d'apparition d'un produit P à l'instant t est définie par : $v_P(t) = \frac{d}{dt}[P](t)$

- La vitesse volumique de disparition d'un réactif R à l'instant t est définie par : $v_R(t) = -\frac{d}{dt}[R](t)$

$[P]$, $[R]$: la concentration molaire du produit ou du réactif (mol.L^{-1})

t : le temps en s ou en min

$v_P(t)$, $v_R(t)$: en $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ ou en $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$



??? Comment déterminer la vitesse d'apparition d'un produit ou de disparition d'un réactif en un instant précis ???

Pour déterminer cette vitesse, il faut déterminer la valeur de $\frac{d}{dt}[P](t)$ ou de $-\frac{d}{dt}[R](t)$ en un instant précis ↔ Cela revient à déterminer le nombre dérivé de la fonction en un instant précis, donc le coefficient directeur de la tangente à la courbe en cet instant précis

Voir fiche méthode « Les maths au service des sciences : Etude de la variation d'une grandeur »

B.2. Loi de vitesse d'ordre 1

▪ Nous étudierons dans cette partie uniquement les réactions telles que :



- On dit qu'une réaction suit **une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif R** lorsque la vitesse de disparition du réactif R est proportionnelle à sa concentration : $v_R(t) = k \times [R](t)$

K est appelée constante de vitesse en s^{-1}

On a alors

$$v_R(t) = k \times [R](t) \quad \text{Or } v_R(t) = -\frac{d}{dt}[R](t)$$

$$-\frac{d}{dt}[R](t) = k \times [R](t) \quad \hookrightarrow \quad \frac{d}{dt}[R](t) + k \times [R](t) = 0 \quad \text{Cette équation est nommée équation différentielle}$$

- **Lorsqu'une réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 on a :** $\frac{d}{dt}[R](t) + k \times [R](t) = 0$

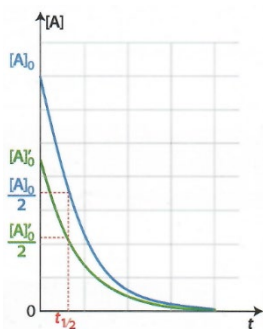
La solution de cette équation est appelée « loi d'évolution de la concentration du réactif R » :

$$[R](t) = [R]_0 \times e^{-kt}$$

$[R]_0$ est la concentration du réactif R à $t = 0$

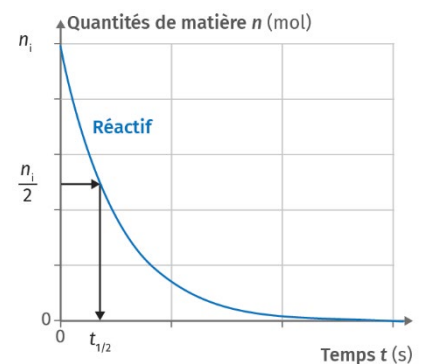
B.3. Temps de demi-réaction

- Pour une réaction totale, **le temps de demi-réaction noté $t_{1/2}$** est le temps au bout duquel la moitié du réactif limitant a été consommé.



Remarque :

On admet que si la réaction est d'ordre 1 par rapport à un réactif, le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale du réactif



Séquence 5

Radioactivité

[RETOUR AU
SOMMAIRE](#)
A. Les désintégrations nucléaires

A.1. Le noyau atomique		P1
A.2. Les désintégrations spontanées		P1
A.3. Les lois de conservation		P2

B. La décroissance radioactive

B.1. Loi de décroissance radioactive		P2
B.2. La période radioactive		P3
B.3. Activité d'un échantillon radioactif		P4

A. Les désintégrations nucléaires**A.1. Le noyau atomique**

- L'atome est composé d'un **noyau chargé positivement** autour duquel se déplacent des **électrons chargés négativement**

Le noyau est lui-même composé de deux sortes de particules, **les nucléons** constitués

- **des protons** chargés positivement
- **des neutrons** neutres

- Le symbole d'un noyau est A_ZX

Avec A : nombre de masse = nombre de nucléons dans le noyau

Z : numéro atomique (ou nombre de masse) = nombre de protons dans le noyau

Exemple:

noyaux	protons	nucléons	neutrons
${}^{52}_{24}C$	24	52	$52-24 = 28$

A.2. Les désintégrations spontanées

▪ Les interactions répulsives entre les protons, chargés positivement devraient conduire à l'éclatement du noyau ; Pour expliquer la cohésion du noyau, on admet l'existence d'une interaction forte, attractive, qui unit l'ensemble des nucléons et qui prédomine devant l'interaction électrique.

Néanmoins dans certains cas, la cohésion est insuffisante, les noyaux sont alors instables et se désintègrent spontanément

- **Un noyau est dit radioactif**, s'il est instable et se désintègre spontanément (sans l'intervention de l'homme).

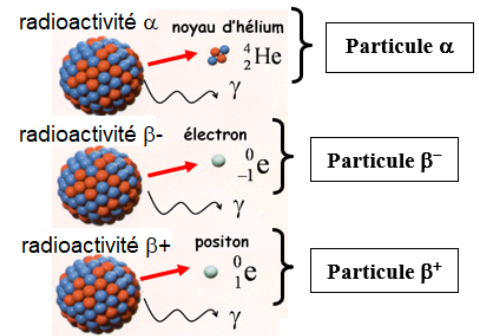
noyau instable $\rightarrow$ noyau plus stable

Un noyau est instable si :

- **il est trop lourd** : composé de trop de protons et de neutrons, il va avoir tendance à perdre des protons et des neutrons pour se stabiliser
- **le nombre de protons est trop important par rapport au nombre de neutrons (ou inversement !)** : il va alors avoir tendance à transformer un proton en un neutron (ou inversement !)

- Lors de sa désintégration, le noyau radioactif émet des particules et un rayonnement γ dangereux pour l'homme qui doit s'en protéger.
- On parle de **radioactivité α (alpha)**, **β^- (béta moins)** ou **β^+ (béta plus)** suivant le type de particules émises

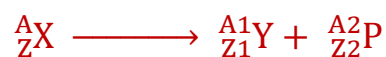
Type de radioactivité	α	β^-	β^+
Particule émise	Noyau d'hélium	Electron	Positon
	${}^4_2\text{He}$	${}^0_{-1}\text{e}$	${}^0_1\text{e}$



A.3. Les lois de conservation

- Lors d'une transformation nucléaire, il y a conservation du nombre de nucléons (ou nombre de masse) A et du nombre de charges électriques Z .

Soit la désintégration d'un noyau X donnant lieu à la formation d'un autre noyau Y et d'une particule P :



Les lois de conservation impliquent que $A = A_1 + A_2$ et que $Z = Z_1 + Z_2$.

Radioactivité α	Radioactivité β^-	Radioactivité β^+
${}^A_Z\text{X} \longrightarrow {}^{A-4}_{Z-2}\text{Y} + {}^4_2\text{He} + \gamma$	${}^A_Z\text{X} \longrightarrow {}^{A_1}_{Z+1}\text{Y} + {}^0_{-1}\text{e} + \gamma$	${}^A_Z\text{X} \longrightarrow {}^{A_1}_{Z-1}\text{Y} + {}^0_{+1}\text{e} + \gamma$
${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$	${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + {}^0_{-1}\text{e}$	${}^{30}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{30}_{14}\text{Si} + {}^0_1\text{e}$

B. La décroissance radioactive

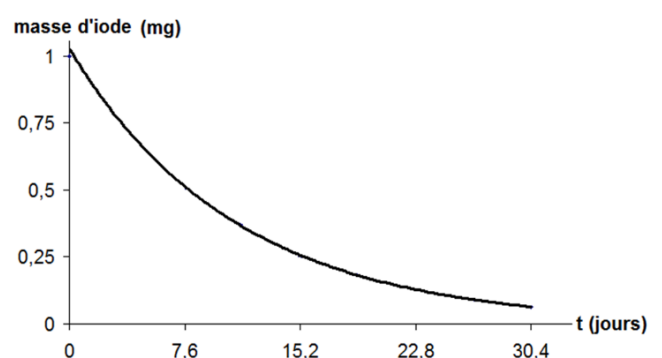
- La désintégration radioactive d'un noyau étudiée dans la partie A. a la propriété d'être :
 - **spontanée** : le noyau instable est le seul réactif ;
 - **aléatoire** : la date à laquelle intervient la désintégration d'un noyau est imprévisible ;
 - **inéluçtable** : un noyau radioactif finit forcément par se désintégrer.

✍ Mais bien que la désintégration d'un seul noyau est aléatoire, on peut tout de même prévoir l'évolution au cours du temps d'une population de noyaux...

B.1. Loi de décroissance radioactive

Exemple : Lors d'une scintigraphie, un patient absorbe 1mg d'iode 131 radioactif β^- ; la courbe ci-contre représente l'évolution de la masse d'iode dans le corps du patient au cours du temps

✍ Quelque-soit le noyau radioactif considéré, toutes les courbes de décroissance radioactive ont la même allure.



- On admettra que l'on peut modéliser la courbe représentant l'évolution d'une population de noyaux radioactifs par une exponentielle décroissante :

$$N(t) = N_0 e^{-\lambda \times t}$$

Avec

N_0 : le nombre de noyaux radioactifs présents dans l'échantillon à $t = 0$

λ : la constante radioactive, exprimée en s^{-1} . Sa valeur est propre à chaque noyau.

- Plus la constante radioactive λ est élevée, plus la décroissance de la population est rapide.

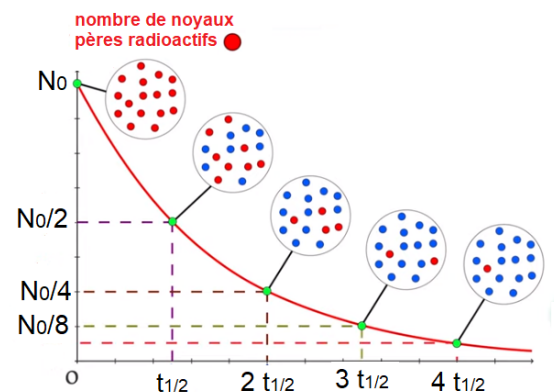
B.2. La période radioactive ou demi-vie : $t_{1/2}$

La décroissance du nombre de noyaux radioactifs peut être plus ou moins rapide selon la nature des noyaux, on peut les comparer en utilisant la notion de **période** ou **demi-vie** (noté $t_{1/2}$).

- La période radioactive (ou demi-vie) d'un élément radioactif est la durée au bout de laquelle la moitié des noyaux radioactifs initialement présents se sont désintégrés

Exemple : Période radioactive de quelques noyaux

^{238}U	^{235}U	^{14}C	^{131}I	^{30}S
$4,5 \cdot 10^9$ ans	$7 \cdot 10^8$ ans	5700 ans	8 jours	3 min



- Au bout d'une durée de 20 périodes, le radioélément est considéré comme inactif

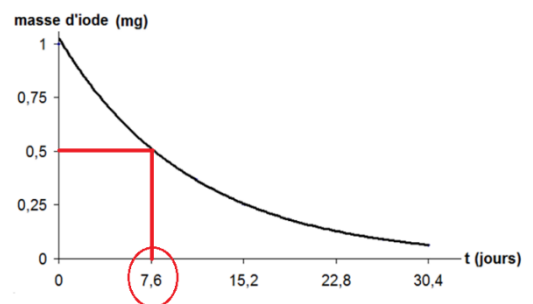
Exemple : Dans l'exemple de la décroissance radioactive de l'iode 131 :

🔗 Au bout de 7,6 jours, il reste dans le corps du patient 0,5 mg d'iode soit la moitié de la quantité initiale. La période de l'iode 131 est donc de 7,6 jours

• En médecine, on utilise des éléments radioactifs dont la période est :

- ni trop courte (pour pouvoir faire des examens)
- ni trop longue (pour ne pas irradier le patient trop longtemps)

• Dans les centrales nucléaires, on utilise des éléments radioactifs qui ont une période très longue (uranium) ce qui pose la problème de stockage des matériaux.



La constante radioactive et la période radioactive sont reliées par la relation : $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\lambda}$

Remarque : $t_{1/2}$ est inversement proportionnelle à λ , ce qui est cohérent : plus λ est élevée, plus la décroissance est rapide donc plus la durée nécessaire à la désintégration de la moitié de l'échantillon est faible.

Démonstration

$$N(t_{1/2}) = \frac{N_0}{2}$$

$$N_0 e^{-\lambda \times t_{1/2}} = \frac{N_0}{2}$$

$$e^{-\lambda \times t_{1/2}} = \frac{1}{2}$$

$$-\lambda \times t_{1/2} = \ln\left(\frac{1}{2}\right) = -\ln(2)$$

$$\lambda \times t_{1/2} = \ln(2)$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\lambda}$$

B.3. Activité d'un échantillon radioactif

- L'activité A d'un échantillon radioactif est égale au nombre de désintégrations par seconde dans l'échantillon. Elle s'exprime en becquerel (Bq) en hommage au physicien du même nom.

1 Bq correspond à une désintégration par seconde.

Exemples :

(1) Un échantillon a une activité de 5 000 Bq : cela signifie que pendant 1 seconde il y a 5000 noyaux qui se désintègrent.

(2) Activités de quelques sources naturelles et artificielles

Toute la matière autour de nous est radioactive. En effet, les isotopes instables se désintègrent spontanément. On peut comparer les activités de différents échantillons :

Sources	Activité (Bq)
1 L d'eau minérale ou d'eau de mer	10
1 L de lait	50 à 80
1 homme de 70 kg	10 000
1 kg de sol granitique	8 000
1 kg de minerai d'uranium	25×10^6
1 kg de radioisotopes pour les diagnostics médicaux	70×10^6

- Si on dispose de l'équation de la courbe $N(t)$, on peut déterminer $A(t)$ l'équation de la courbe représentant la variation de l'activité d'un échantillon au cours du temps par

$$A(t) = -\frac{dN}{dt}(t)$$

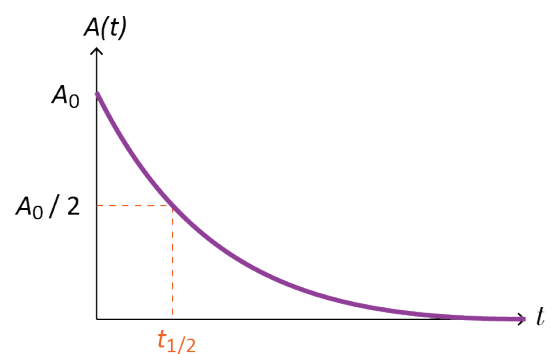
$$N(t) = N_0 e^{-\lambda t}$$

$$A(t) = -\frac{dN}{dt}(t) = \lambda N_0 e^{-\lambda t}$$

- L'activité suit donc une loi de décroissance radioactive analogue à $N(t)$

$$A(t) = A_0 e^{-\lambda t}$$

Avec $A_0 = \lambda N_0$ activité de l'échantillon à $t = 0$



Remarque : on a donc $A(t) = \lambda N_0 e^{-\lambda t} = \lambda N(t)$