



## Le quotient de réaction

Activité Dirigée

### DOC1/ Réversibilité des réactions chimiques

- Certaines réactions chimiques peuvent se dérouler dans les 2 sens.

Ainsi les stalactites et les stalagmites, qui se forment dans les grottes calcaires par accumulation de carbonate de calcium, sont le produit de la *réversibilité des réactions* :

- Le carbonate de calcium (= calcaire)  $\text{CaCO}_{3(s)}$  est présent dans toutes les roches souterraines, héritage des océans disparus. Sous l'action de l'eau infiltrée contenant du dioxyde de carbone, le calcaire se dissout en produisant des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{HCO}_3^-$  :  $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{CO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca}^{2+(aq)} + 2\text{HCO}_3^-(aq)$ .

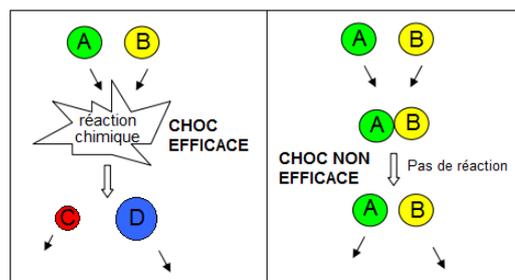
- Lorsque cette eau infiltrée riche en minéraux dissous débouche dans une grotte, la réaction inverse se produit, le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  se dégage et le carbonate de calcium précipite formant les stalactites et les stalagmites :



### DOC2/ Les équilibres chimiques

- Pour qu'une transformation chimique ait lieu, il faut que les entités chimiques des réactifs subissent des chocs efficaces (*chocs suffisamment énergétiques permettant de modifier la structure des entités*)

Il est aussi possible que se déroulent des chocs efficaces entre les molécules des produits formés, ce qui les transforme en molécules de réactifs : → **La réaction directe et la réaction inverse ont lieu simultanément dans le système.**



↳ La vitesse de la réaction directe est dans un premier temps plus importante (*car la concentration des espèces A et B est beaucoup plus importante que celle des espèces C et D*) :  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$

↳ Lorsque les vitesses des réactions directes et inverses sont égales, le système n'évolue plus (*au niveau macroscopique*), **on atteint un équilibre** : le mélange réactionnel contient un mélange des réactifs et des produits



- Lorsqu'une réaction peut se dérouler dans les 2 sens, on remplace la simple flèche de l'équation par un signe égal :  $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$

### DOC3/ Le quotient de réaction

- Soit la réaction suivante en solution aqueuse:  $a \text{A}_{(aq)} + b \text{B}_{(aq)} = c \text{C}_{(aq)} + d \text{D}_{(aq)}$

Le quotient de réaction est une grandeur sans unité qui nous renseigne sur l'évolution d'une réaction chimique. Il est noté  $Q_r$  et a pour expression:

$$Q_r = \frac{[\text{C}]^c \times [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \times [\text{B}]^b}$$

- Par convention, l'eau, solvant, n'intervient pas dans l'écriture de l'expression de  $Q_r$  (même si  $\text{H}_2\text{O}$  intervient dans l'équation de la réaction).

- Les espèces chimiques solides n'apparaissent pas dans l'expression du quotient des réactions.

**APP1** Exprimer les quotients des réactions suivantes en fonctions des concentrations des espèces

$2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} = \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	
$\text{Cu}_{(\text{s})} + 2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} = \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Ag}_{(\text{s})}$	$\text{CaCl}_{2(\text{s})} = \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})} = \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$

**APP2** Compléter le texte suivant ou choisir les bonnes réponses

▪ Le quotient de la réaction dépend des concentrations des réactifs et des produits. Ces concentrations évoluent au cours de la réaction :

→ A l'instant initial (début de la réaction), il n'y a pas de produit C et D dans le mélange réactionnel : leurs concentrations sont donc ..... ↪  $Q_r(i) = \dots\dots\dots$

→ Lorsque la réaction commence :

les réactifs *disparaissent/apparaissent* donc les concentrations [A] et [B] *baissent/augmentent/stagnent*

les produits *disparaissent/apparaissent* donc les concentrations [C] et [D] *baissent/augmentent/stagnent*

le quotient de réaction *augmente/diminue/reste constant*

→ Lorsque la réaction cesse d'évoluer (au niveau macroscopique), on a atteint l'état d'équilibre :

La concentration des réactifs *baisse/augmente/stagne*

La concentration des produits *baisse/augmente/stagne*

le quotient de réaction *augmente/diminue/reste constant*

#### DOC4/ La constante d'équilibre K

■ La valeur du quotient de réaction Q dépend de l'avancement de la réaction : sa valeur est nulle au début de la réaction (*lorsqu'il n'ay a pas encore de produits formés*) puis elle augmente (*lorsque les réactifs sont consommés et les produits formés*) pour atteindre une valeur limite (*lorsque la réaction a atteint alors son état d'équilibre*).

La valeur limite atteinte par le quotient de réaction s'appelle la constante d'équilibre et est notée K

$$K = Q_{\text{eq}} = \frac{[\text{C}]_{\text{eq}}^c \times [\text{D}]_{\text{eq}}^d}{[\text{A}]_{\text{eq}}^a \times [\text{B}]_{\text{eq}}^b}$$

Si  $K > 10^4$  : la réaction est considérée comme totale, on peut alors mettre une simple flèche dans l'équation de la réaction  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$

**APP3** Soient 2 réactions :

Réaction 1	Réaction 2
réaction entre les ions ammonium $\text{NH}_4^+$ et les ions éthanoate $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	réaction entre l'ammoniac $\text{NH}_3$ et l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$
$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) = \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) = \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$
Expression de la constante d'équilibre	
K1 =	K2 =
Valeur de la constante d'équilibre	
K1 = $3,98 \cdot 10^{-5}$ à $25^\circ\text{C}$	K2 =

**APP4** Soit la réaction 3 suivante :  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} = 2\text{HI}_{(\text{g})}$

Les concentrations à l'équilibre (à  $395^\circ\text{C}$ ) sont :  $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,064 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;  $[\text{I}_2]_{\text{eq}} = 0,016 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;  $[\text{HI}]_{\text{eq}} = 0,250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Expression de K3	Valeur de K3

**APP5** Soit la réaction 4 suivante :  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} = 2\text{HCl}_{(\text{g})}$

La constante d'équilibre est  $K4 = 4 \cdot 10^{31}$  ; on a à l'équilibre :  $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = [\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 10^{-16} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Expression de K4	Expression de [HCl]	Valeur de [HCl]

**APP6** Que peut-on déduire des valeurs des constantes d'équilibre des réactions 1, 2, 3 et 4 ?

.....

.....

.....

.....