

## **I. Rappel**

### **A. Les ions**

Définition : Entité chimique ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Ions positif : cation

Ion négatif : anion

Ion mono et polyatomique :

Ion monoatomique : constitué d'un seul élément chimique

Ion polyatomique : constitué de plusieurs éléments chimiques

### **B. Les solides ioniques**

Définition : Solide constitué d'ion positifs et négatif de manière à obtenir un ensemble neutre

Écriture : Cation en premier, anion en deuxième, quantité en indice

## **II. Quotient et constante de réaction.**

### **A. réaction totale ou équilibre chimique**

Certaines réactions chimiques peuvent avoir lieu dans les deux sens : des réactifs forment des produits, mais ces produits peuvent à leur tour redonner les réactifs

Une réaction chimique ne se traduit pas toujours par la disparition complète du réactif minoritaire ; de nombreuses réactions sont partielles et aboutissent à un équilibre entre les réactifs de départ et les produits de la réaction

*Activité 1 exemples 1 et 2*

### **B. définition du quotient de réaction**

Le quotient de réaction est une grandeur sans unité qui nous renseigne sur l'évolution d'une réaction chimique

Étudions la réaction suivante en solution aqueuse:  $a A_{(aq)} + b B_{(aq)} = c C_{(aq)} + d D_{(aq)}$

Le quotient de réaction , noté  $Q_r$ , pour cette réaction dans un état donné du système est :

$$Q_r =$$

#### **REMARQUE :**

- La valeur du quotient de réaction s'exprime par un nombre sans unité.
- Par convention, l'eau, solvant, n'intervient pas dans l'écriture de l'expression de  $Q_r$  (même s'il intervient dans l'équation de la réaction).
- Les espèces chimiques solides n'apparaissent pas dans l'expression du quotient des réactions.

*Activité 1 exemple 3*

**C. La notion d'équilibre et la constante de réaction.**

Le quotient de la réaction dépend des concentrations des réactifs et des produits. Ces concentrations évoluent au cours de la réaction : le quotient de réaction Q dépend donc de l'avancement de la réaction.

A un moment donné, la réaction cesse d'évoluer (du moins au niveau macroscopique) ; la réaction a atteint alors son état d'équilibre.

On appelle constante d'équilibre, notée K, le quotient de réaction lorsque la réaction atteint son état d'équilibre

$$K =$$

Si  $K >$  : la réaction est considérée comme totale

<p>La constante d'équilibre a un autre nom, selon l'équilibre chimique :</p>	<p><b>Réaction de dissolution d'un soluté</b></p> <p style="text-align: center;"><math>AgCl_{(s)} = Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}</math></p> <p style="text-align: center;"><b>K = K<sub>s</sub></b></p> <p style="text-align: center;"><i>« Constante d'équilibre de solubilité = produit de solubilité »</i></p>
<p><b>Réaction d'un acide avec l'eau</b></p> <p><math>CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}</math></p> <p style="text-align: center;"><b>K = K<sub>a</sub></b></p> <p style="text-align: center;"><i>« Constante d'équilibre acide-base = constante d'acidité »</i></p>	<p><b>Réaction d'autoprotolyse de l'eau</b></p> <p><math>H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} = OH^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}</math></p> <p style="text-align: center;"><b>K = K<sub>e</sub></b></p> <p style="text-align: center;"><i>« Constante d'équilibre d'autoprotolyse = produit ionique de l'eau »</i></p>

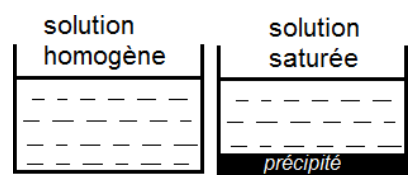
On peut montrer que la valeur de la constante d'équilibre d'une réaction est indépendante de la composition initiale du système, elle ne dépend que de la température.

TP 2 - Solubilité en solution aqueuse

**III. La dissolution**

**A. La saturation**

Pour tout soluté mis en solution dans un volume défini de solvant, il existe une limite au-delà de laquelle le corps ne peut plus être dissous ; la solution est dite saturée



**B. La notion de solubilité.**

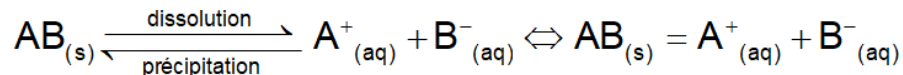
La solubilité d'une espèce est la masse maximale (ou la quantité de matière maximale) de solvant que l'on peut dissoudre (à une température déterminée) dans un litre de solvant.

Quelques solubilités dans l'eau à 20°C :			
Chlorure de sodium	Chlorure de calcium	Sulfate de cuivre	Chlorure d'argent
<b>S = 360 g/L</b>	<b>S = 745 g/L</b>	<b>S = 220 g/L</b>	<b>S = 1,4 mg/L</b>

La solubilité donne la concentration massique (ou molaire) de la solution saturée

### C. Le produit de solubilité

Lorsqu'on dissout un composé ionique solide dans l'eau, celui-ci se dissout jusqu'à saturation de la solution. Si on continue à ajouter du composé, il y a précipitation. On a alors un équilibre chimique entre le composé ionique solide non dissous et la solution saturée.



Le sens direct (sens 1) de l'équilibre correspond à la dissolution du composé ionique et le sens indirect (sens 2) correspond à sa précipitation :

Lorsqu'une solution est saturée après dissolution d'un soluté, la réaction est à l'état d'équilibre.

La constante d'équilibre,  $K_s$ , est appelée « constante d'équilibre de solubilité » (ou « produit de solubilité »)

Plus le  $K_s$  est élevé, plus le composé ionique est soluble dans l'eau.

Quelques constantes d'équilibre de solubilité dans l'eau à 20°C :			
Chlorure de calcium	Chlorure de sodium	Hydroxyde de calcium	Hydroxyde de cuivre
<b><math>K_s = 1,2 \cdot 10^3</math></b>	<b><math>K_s = 38,98</math></b>	<b><math>K_s = 5,5 \cdot 10^{-6}</math></b>	<b><math>K_s = 5,0 \cdot 10^{-19}</math></b>

### D. Influence de la température

La solubilité d'un soluté solide augmente (en général !) avec la température.

◦ Les réactions de dissolution sont (en général) endothermiques : donc une augmentation de la température favorise la dissolution du précipité.

Solubilité du chlorure de sodium dans l'eau		
à 0°C	à 20°C	à 100°C
<b>S = 357 g/L</b>	<b>S = 358,5 g/L</b>	<b>S = 391,2 g/L</b>

• Mais certaines dissolutions (comme celle du chlorure de calcium dihydraté) sont exothermiques (le chlorure de calcium dihydraté est utilisé notamment pour le déneigement) : alors une augmentation de température ne favorise pas la dissolution du composé ionique (le solide est moins soluble à chaud qu'à froid)

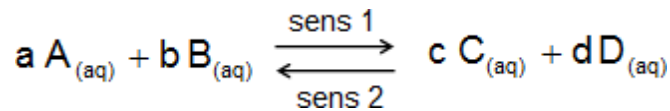
Solubilité du chlorure de calcium dihydraté dans l'eau	
à 0°C	à 20°C
<b>S = 1000 g/L</b>	<b>S = 420 g/L</b>

activité 2

## IV. Sens d'évolution spontané d'un système

### A. Perturbation de l'état d'équilibre

Soit une transformation chimique modélisée par l'équation suivante :

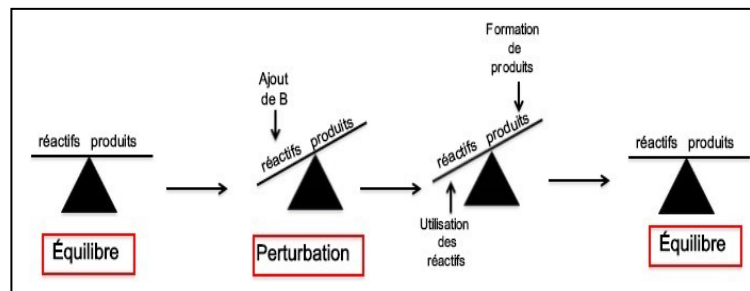


Le quotient de réaction est  $Q_r =$

La constante d'équilibre est  $K =$

Supposons que la réaction précédente ait atteint son état d'équilibre, que se passe-t-il si on perturbe l'équilibre en faisant varier la concentration (ou la température), des substances?

L'équilibre sera momentanément rompu, l'une des deux réactions va d'abord dominer au détriment de l'autre. Puis, selon une loi valable pour la plupart des phénomènes naturels, le système va trouver un nouvel état d'équilibre. .



### **Principe de Le Chatelier (1850-1936) :**

« Si un système à l'équilibre est soumis à une perturbation, il réagit de façon à s'opposer à cette perturbation. La réaction capable de diminuer la perturbation est favorisée

#### EXEMPLE : Variation de la concentration des substances

- Si la concentration d'un des constituants augmente, le système évolue dans le sens de sa disparition.
- Réciproquement si la concentration d'un des constituants diminue, le système évolue dans le sens de sa formation.

#### EXEMPLE : Variation de la température

- Lorsque la réaction est endothermique, elle consomme de l'énergie pour se produire. Si on augmente la température, c'est-à-dire que l'on apporte de l'énergie, la réaction la consomme et la réaction est facilitée
- Lorsque la réaction est exothermique, elle dégage de l'énergie lorsqu'elle se produit. Si on augmente la température, c'est-à-dire que l'on apporte de l'énergie, on ne facilite en rien la réaction, et, au contraire, on s'oppose à son déroulement

**B. Prévoir le sens d'évolution d'un système chimique**

Si à l'instant initial les espèces A, B, C et D sont présentes dans le milieu réactionnel, comment peut-on prévoir dans quel sens la réaction va se dérouler spontanément ?

On calcule le quotient de réaction initial  $Q_i$

**✓ lorsque  $Q_i < K$** 

Le système évolue de façon à obtenir  $Q = K$

Pour cela,  $Q$  doit augmenter : les concentrations des produits doivent alors augmenter et les concentrations des réactifs doivent diminuer.

Ceci implique la consommation des réactifs au profit de la fabrication des produits, donc la réaction évolue dans le sens direct 1.

**REMARQUE :**

*Dès que les réactifs se forment, la réaction dans le sens 2 est alors possible ; mais la concentration des produits étant faible, la réaction dans le sens 2 a une cinétique faible et globalement la réaction se fait dans le sens 1*

**✓ lorsque  $Q_i = K$** 

L'état d'équilibre est atteint. Macroscopiquement, le système n'évolue plus.

**REMARQUE :**

*Les concentrations de ces espèces n'évoluent pas au niveau macroscopique, et restent donc constantes, mais cela n'indique pas qu'au niveau microscopique, plus rien ne se passe...*

*En réalité la vitesse dans un sens est « compensée » par la vitesse dans l'autre sens.*

**✓ lorsque  $Q_i > K$** 

Le système doit évoluer dans le sens 2, sens de la consommation des espèces C et D afin de diminuer les concentrations [C] et [D] et d'augmenter les concentrations [A] et [B], correspondant à la diminution de  $Q$

**V. Applications.**

Activité 3

Tp3-Précipitations sélectives