

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS (II)

META

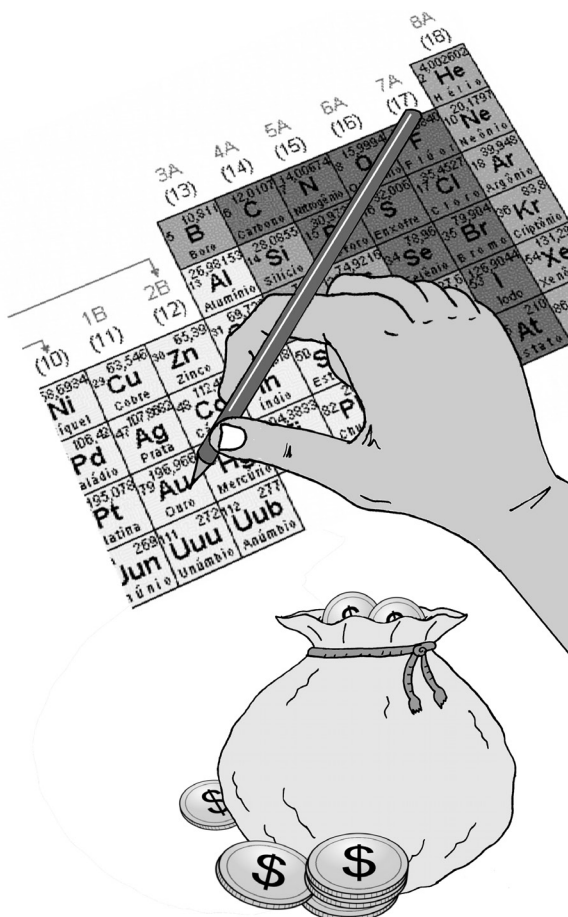
Apresentar, através da configuração eletrônica, propriedades físicas e químicas dos elementos químicos.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
descrever como variam as propriedades físicas raio iônico, energia de ionização e afinidade eletrônica ao longo de um período e de um grupo em função da carga nuclear efetiva.

PRÉ-REQUISITOS

A classificação periódica dos elementos.



INTRODUÇÃO

Na aula passada, vimos que certos grupos de elementos possuem propriedades semelhantes e que essas propriedades se repetem periodicamente. Apesar de não conhecerem a existência das partículas subatômicas, notadamente prótons e elétrons, os químicos do século XIX foram quem primeiro observaram a existência da periodicidade nas propriedades físicas e químicas dos elementos. Eles se basearam, principalmente, na massa atômica dos elementos para concluir que as suas propriedades se repetem com certa regularidade em determinados períodos. Na tabela periódica atual, graças aos trabalhos de Moseley, os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico e com o conhecimento que possuímos, podemos prever, com considerável sucesso, as propriedades de um elemento. É nesse sentido que aprendemos na aula passada como prever a variação do raio atômico e iremos concluir os nossos estudos para prever propriedades como: raio iônico, energia de ionização e afinidade eletrônica.



Henry Moseley (Fonte: <http://physics.ucsc.edu>).

RAIO IÔNICO

Raio iônico é o raio de um cátion ou de um ânion. Pelo fato de um cátion ser formado pela perda de elétrons de um átomo neutro, um cátion é sempre menor que o átomo que lhe originou. Como um ânion é obtido pelo ganho de elétrons de um átomo neutro, ele é sempre maior que o átomo neutro que lhe originou.

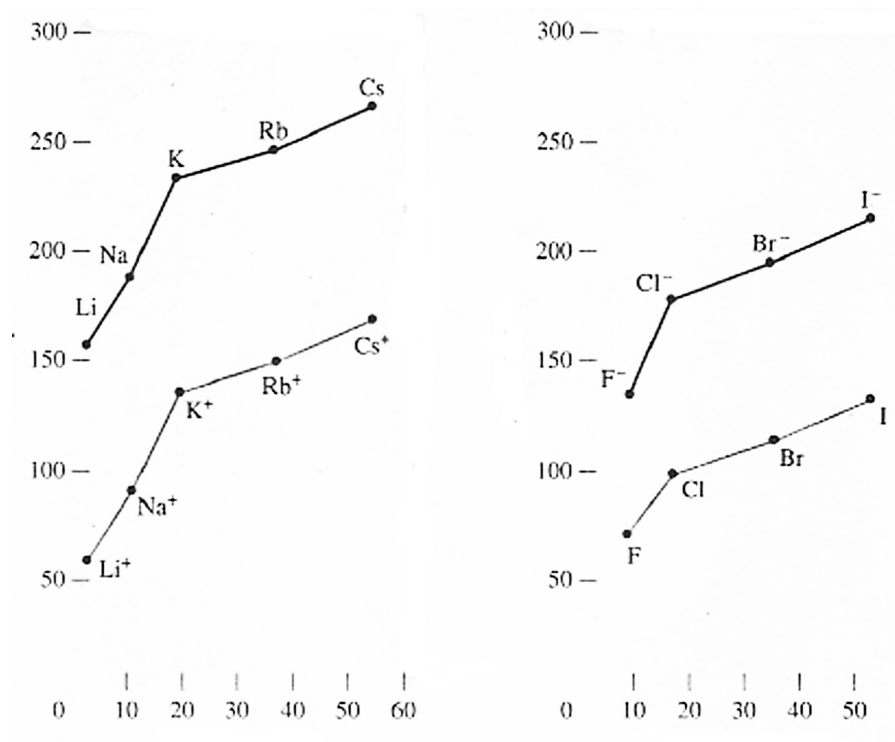


Figura 4: tamanho de alguns cátions e ânions medidos em picômetros (1 pm = 10⁻¹² m)

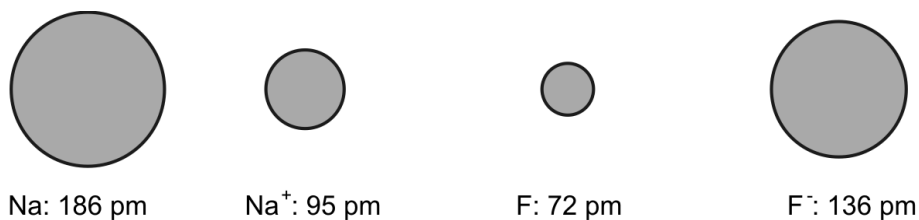


Figura 5: variação de tamanho quando átomos neutros são transformados em cátions e em ânions.

Exemplo 1.

Para cada um dos seguintes pares, indicar qual dos dois íons é maior.

a) Na^+ ou F^-

Resolução: consultando a tabela periódica, encontramos os pesos atômicos do $_{11}\text{Na}$ e do $_{9}\text{F}$. O Na, ao perder um elétron, transforma-se no cátion Na^+ , e o F ganha um elétron e transforma-se no ânion F^- , cujas configurações eletrônicas são:



Quanto maior Z_{ef} , menor o tamanho do íon. Portanto, $\text{F}^- > \text{Na}^+$.

Então, podemos fazer uma generalização. Para cátions ou ânions isoeletrônicos, cátions são menores que ânions.

b) Mg^{2+} ou Al^{3+} ? ($\text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$)

Resolução

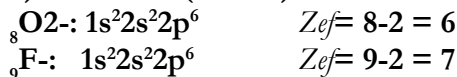


Isoeletrônicos

Para espécies **isoeletrônicas**, aquelas de maior carga são menores.

São íons ou átomos que possuem o mesmo número de elétrons e, portanto, têm a mesma configuração eletrônica.

c) O^{2-} ou F^- ? ($\text{O}^{2-} > \text{F}^-$)

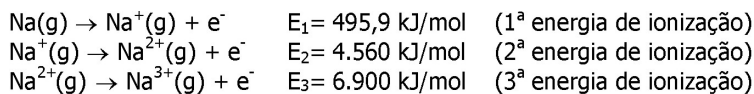


Para ânions isoeletrônicos, aquele com maior carga negativa possui maior raio iônico.

ENERGIA DE IONIZAÇÃO

É a energia mínima requerida para remover um elétron de um átomo gasoso em seu estado fundamental. A energia requerida para remover um elétron de um átomo neutro é chamada de 1ª **energia de ionização**. À medida que elétrons são sucessivamente retirados, aumenta a carga positiva e aumenta a energia necessária para retirá-los. A remoção de elétrons é um processo que requer energia, um processo endotérmico.

As três primeiras energias de ionização do sódio estão representadas a seguir:



Energia de ionização

Energia mínima necessária para retirar um elétron de um átomo gasoso no estado fundamental.

Como você pode observar, as energias de ionização crescem no sentido da 1ª para a última: $1^{\text{a}}E_i < 2^{\text{a}}E_i < 3^{\text{a}}E_i < \dots$

Com exceção do H, os demais átomos possuem várias energias de ionização. Na tabela 1, estão representadas as energias de ionização dos 20 primeiros elementos representativos.

| Z | Elemento | 1a | 2a | 3a | 4a | 5a | 6a |
|----|----------|-------|------|-------|-------|-------|-------|
| 1 | H | | | | | | |
| 2 | He | 2373 | 5251 | | | | |
| 3 | Li | 520 | 7300 | 11815 | | | |
| 4 | Be | 899 | 1757 | 14850 | 21005 | | |
| 5 | B | 801 | 2430 | 3660 | 25000 | 32820 | |
| 6 | C | 1086 | 2350 | 4620 | 6220 | 38000 | 47261 |
| 7 | N | 1400 | 2860 | 4580 | 7500 | 9400 | 53000 |
| 8 | O | 1314 | 3390 | 5300 | 7470 | 11000 | 13000 |
| 9 | F | 1680 | 3370 | 6050 | 8400 | 11000 | 15200 |
| 10 | Ne | 2080 | 3950 | 6120 | 9370 | 12200 | 15000 |
| 11 | Na | 495.9 | 4560 | 6900 | 9540 | 13400 | 16600 |
| 12 | Mg | 738.1 | 1450 | 7730 | 10500 | 13600 | 18000 |
| 13 | Al | 577.9 | 1820 | 2750 | 11600 | 14800 | 18400 |
| 14 | Si | 786.3 | 1580 | 3230 | 4360 | 16000 | 20000 |
| 15 | P | 1012 | 1904 | 2910 | 4960 | 6240 | 21000 |
| 16 | S | 999.5 | 2250 | 3360 | 4660 | 6990 | 8500 |
| 17 | Cl | 1251 | 2297 | 3820 | 5160 | 6540 | 9300 |
| 18 | Ar | 1521 | 2666 | 3900 | 5770 | 7240 | 8800 |
| 19 | K | 418.7 | 3052 | 4410 | 5900 | 8000 | 9600 |
| 20 | Ca | 589.5 | 1145 | 4900 | 6500 | 8100 | 11000 |

Tabela 1: energias de ionização, em kJ/mol, de alguns elementos representativos.

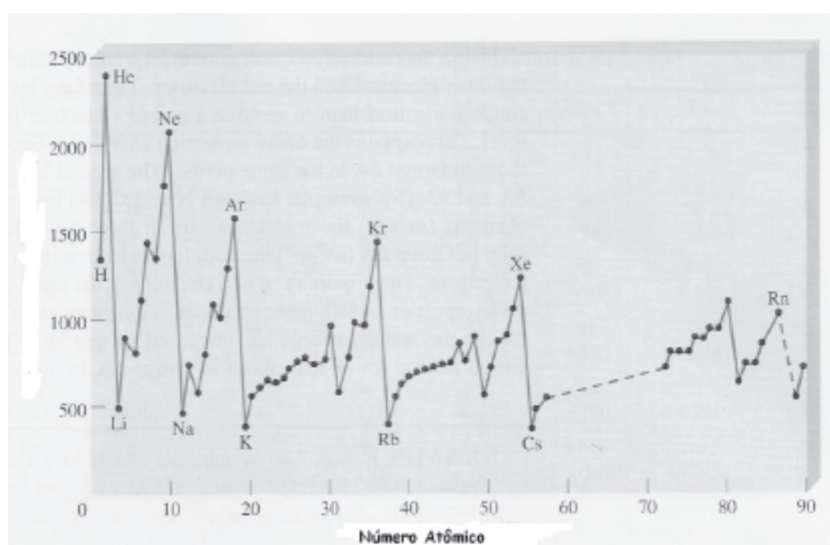
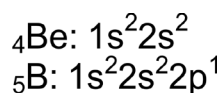


Figura 6: variação da 1ª energia de ionização, em kJ/mol, em função do número atômico.

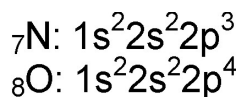
Dentro de um mesmo período, a energia de ionização aumenta da esquerda para a direita na tabela periódica, ou seja, aumenta com o aumento do número atômico. Dentro de um mesmo grupo, a energia de ionização aumenta de baixo para cima, ou seja, aumenta com a diminuição do número atômico.

Você pode notar na figura 6 que, na fileira vertical, que vai do Li ao Ne, cada ponto representa um elemento do segundo período: Li, Be, B, C, N, O, F e Ne. Você pode também observar a tendência geral da energia de ionização aumentar com o aumento do número atômico dentro de um mesmo período. Entretanto, existem algumas irregularidades. A primeira, entre os elementos dos Grupos 2A e 3A, Be e B.

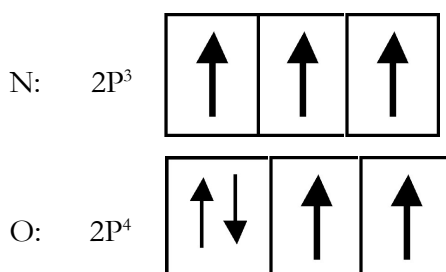


Por que isso ocorre? A remoção de um elétron desemparelhado do grupo 3A ($ns^2 np^1$) requer menor energia que a remoção de um elétron emparelhado do grupo 2A (ns^2), dentro do mesmo nível, porque o elétron 2p possui energia ligeiramente maior que a energia de um elétron 2s e, portanto, é necessária mais energia para remover um elétron de menor energia. A 1ª energia de ionização do B é maior que a 1ª energia de ionização do Be.

Outra irregularidade ocorre entre elementos dos Grupos 5A e 6A, entre N e O.



cuja distribuição eletrônica nos orbitais 2p é a seguinte:



Os elétrons a serem removidos pertencem a orbitais 2p tanto no N quanto no O. Como no caso do O, os dois elétrons estão em um mesmo orbital, eles experimentam uma repulsão eletrostática, tornando-o mais fácil de ser removido.

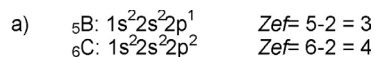
Exemplo 2.

Qual dos átomos possui maior 1ª energia de ionização:

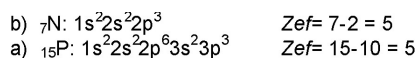
a) B ou C?

b) N ou P?

Resolução: a sua resposta pode ser construída com base na Z_{ef} .



Quanto maior a carga nuclear efetiva, Z_{ef} , maior será a energia de ionização. A 1ª energia de ionização do C é maior que a do B.



N e P são átomos de um mesmo grupo, 5A. Como, em um grupo Z_{ef} é aproximadamente igual, não podemos utilizá-la para decidir qual dos átomos possui maior energia de ionização. Como o P possui 3 níveis de energia e o N 2, o elétron a ser removido da camada mais externa do N está mais próximo do núcleo e mais fortemente atraído que o elétron do P. A 1ª energia de ionização do N é maior que a do P.

Exemplo 3.

Qual dos átomos tem maior 2ª energia de ionização. Li ou B?

Resolução



Resposta: Li. possui maior carga nuclear. Confira sua previsão com os valores da tabela 1.

AFINIDADE ELETRÔNICA

O comportamento químico de um átomo é fortemente influenciado pela sua habilidade de aceitar um ou mais elétrons. Afinidade eletrônica é a medida dessa capacidade através da variação de energia que ocorre, quando um elétron é adquirido por um átomo no estado gasoso.



Onde X representa um átomo de um elemento e AE a variação de energia.

Afinidade eletrônica

Varição de energia que ocorre quando um elétron é adicionado a um elemento ou íon na fase gasosa.

A habilidade de um átomo aceitar elétrons será tanto maior quanto mais negativa for sua afinidade eletrônica.

Observando os valores das **afinidades eletrônicas** de alguns elementos na tabela 2, concluímos que em um período ela aumenta da esquerda para direita e em um grupo, de baixo para cima.

| | | | | | | | |
|-----|-------|-------|------|------|------|------|------|
| H | | | | | | | He |
| -77 | | | | | | | (21) |
| Li | Be | B | C | N | O | F | Ne |
| -58 | (241) | -23 | -123 | 0 | -142 | -333 | (29) |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| -53 | (230) | -44 | -120 | -74 | -200 | -348 | (35) |
| K | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| -48 | (154) | (-35) | -118 | -77 | -195 | -324 | (39) |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| -47 | (120) | -34 | -121 | -101 | -190 | -295 | (40) |
| Cs | Ba | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| -45 | (52) | -48 | -101 | -100 | ? | ? | ? |

Tabela 2: afinidade eletrônica, em kJ/mol, dos elementos representativos.

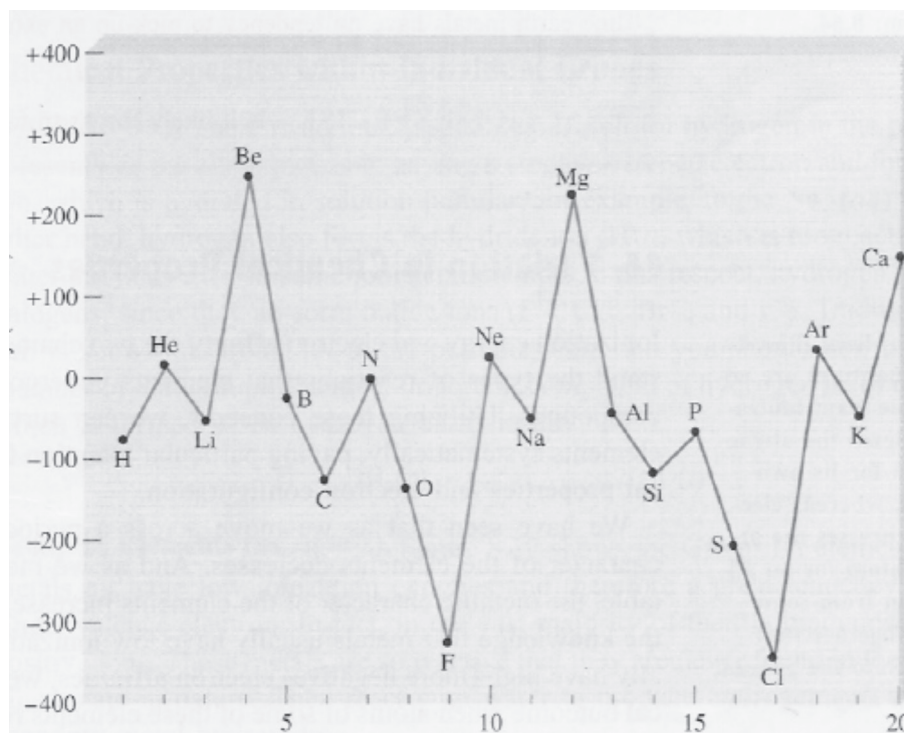
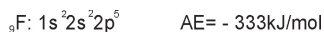
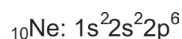


Figura 6: representação gráfica da afinidade eletrônica dos elementos representativos.

Quanto mais negativa for a afinidade eletrônica, maior a habilidade de um átomo de aceitar elétrons. Assim, observando a configuração eletrônica e o valor da elevada afinidade eletrônica do F, temos:



É de se esperar que o F aceite facilmente um elétron para transformar-se no ânion F⁻ para adquirir configuração eletrônica estável semelhante a do gás nobre mais próximo, o Ne, cuja configuração é:



Os gases nobres não têm tendência em aceitar elétrons por possuírem as subcamadas *s* e *p* completamente preenchidas. Um elétron adicional ocuparia uma outra camada, o que é energeticamente desfavorável.

Os metais alcalinos apresentam afinidades eletrônicas com valores positivos. Observe, a seguir, a configuração eletrônica do Mg,



Comparando com a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo, o Ne, observamos que é energeticamente favorável perder 2 elétrons do que ganhar 6 elétrons para adquirir a configuração do Ar.

ATIVIDADES

1. Para cada um dos seguintes pares, indicar qual dos dois íons é maior.

- N³⁻ ou F⁻? (N³⁻) Ver exemplo 2 c;
- Na⁺ ou Mg²⁺? (Na⁺) Ver exemplo 2 b.
- Mg²⁺ ou Ca²⁺? (Ca²⁺)

Fique atento! Nesse caso, as cargas nucleares efetivas são aproximadamente iguais a 10. Como Mg²⁺ e Ca²⁺ são de um mesmo grupo, 2A, Ca²⁺ é maior por ter maior número atômico, maior número de camadas.

2. Qual dos átomos possui maior 1ª energia de ionização:

- K ou Ca? (Ca) Ver exemplo 3;
- Mg ou Al? (Mg) Ver exemplo 3.

3. Qual átomo possui maior 2ª energia de ionização. Na ou Si? (Na) Ver exemplo.



4. Qual dos átomos seguintes possui maior afinidade eletrônica? O ou F? Li ou Na?

Lembre-se qual a tendência geral da variação da afinidade eletrônica nos períodos e nos grupos. Confira a sua resposta consultando a tabela 2.

CONCLUSÃO

Raio iônico é o raio de um cátion ou de um ânion. Quando um átomo neutro ganha elétrons, é transformado em um ânion e o seu raio aumenta; quando um átomo neutro perde elétrons é transformado em um cátion e o seu raio diminui. A energia de ionização é uma medida da habilidade de um átomo em se opor à retirada de um elétron devido à força de atração que os prótons exercem sobre os elétrons de valência. Quanto maior a força de atração, maior a energia de ionização e mais difícil será a retirada de um elétron. Afinidade eletrônica é a medida da habilidade de um átomo em aceitar um elétron. Quanto mais negativo for o valor da afinidade eletrônica, maior será a tendência de um átomo em aceitar elétrons. Os metais dos Grupos 1A, 2A e 3A tendem a perder 1, 2 e 3 elétrons para se tornarem isoeletrônicos do gás nobre mais próximo na tabela periódica. Os não-metais dos Grupos 5A, 6A e 7A tendem a ganhar 3, 2 e 1 elétron, para ser isoeletrônico do gás nobre mais próximo.

RESUMO

Cátions são íons com carga elétrica positiva formados a partir da perda de elétrons de um átomo neutro, sendo menores que os átomos que lhes originaram. Ânions são íons com carga elétrica negativa formados a partir do ganho de elétrons de um átomo neutro, sendo maiores que os átomos que lhes originaram.

Os gases nobres são estáveis por possuírem as subcamadas mais externas ns^2 e np^6 completamente preenchidas. Para adquirirem estabilidade, os átomos dos elementos representativos metálicos e não-metálicos tendem a perder ou ganhar elétrons para possuírem configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre. Os metais dos elementos representativos tendem a perder elétrons para se transformar em cátions isoeletrônicos dos gases nobres mais próximos antes na tabela periódica. Os não-metais dos elementos representativos tendem a receber elétrons para se transformar em ânions isoeletrônicos dos gases nobres mais próximos depois na tabela periódica.



A energia de ionização é a medida da quantidade energia de um átomo para resistir à retirada de um elétron. Quanto maior a energia de ionização, maior a força de atração dos prótons sobre os elétrons de valência e mais difícil a sua retirada. Afinidade eletrônica é a medida da habilidade de um átomo em captar um elétron. Quanto mais negativa a afinidade eletrônica, maior a sua habilidade em captar elétrons.

PRÓXIMA AULA

Na próxima aula você vai estudar as ligações químicas, ou seja, a maneira pela qual que é como os átomos dos elementos se ligam uns aos outros para formar os compostos químicos.



REFERÊNCIAS

Brown, Theodore L.; LeMay Jr., H. Eugene; Bursten, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Chang, Raymond. **Química 1**. Trad. Maria José Ferreira Rebelo. 8 ed. Lisboa: McGraw-Hill, 2005.

Kotz, John C.; Treichel Jr., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.